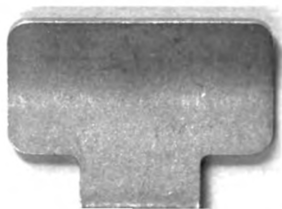
NOZIONI DI CHIMICA MODERNA AD USO SPECIALMENTE...

Felice Marco







25

NOZIONI

DI

CHIMICA MODERNA

AD USO SPECIALMENTE DEI LICEI

DEL

Dott. FELICE MARCO

PROFESSORE DI FISICA-CHIMICA NEL R. LICEO CAVOUR

Prezzo L. 1.

1871

PRESSO G. B. PARAVIA E COMP.

FIRENZE Via Ghibellina, N. 110. — TORINO Via Doragrossa, N. 23. — MILANO Gall. De Cristoforis, N. 16 e 17.

NOZIONI

DI

CHIMICA MODERNA

AD USO SPECIALMENTE DEI LICEI

DEL

Dott. FELICE MARCO

PROFESSORE DI FISICA-CHIMICA NEL R. LICEO CAVOUR



1871

PRESSO G. B. PARAVIA E COMP.

FIRENZE Via Ghibellina, N. 110. — TORINO Via Doragrossa, N. 23. — MILANO Gall. De Cristoforis, N. 16 e 17.

Torino, 1871. — Tip. G. B. Paravia e Comp.

AL LETTORE

I Professori di Fisica dei Licei italiani lamentano la mancanza di un libro, in cui sieno brevemente esposte le nozioni di Chimica che si debbono aggiugnere a quelle della Fisica nel corso del Liceo, per compiere l'istruzione dei giovani nella Filosofia Naturale. Io ho tentato di riparare a tale mancanza raccogliendo in un piccolo volumetto le cognizioni di Chimica richieste dai programmi d'Insegnamento e di Licenza e dalle esigenze del corso di Fisica.

Ora nelle Università italiane, come pure nei migliori Istituti tecnici, si insegna la moderna Chimica atomistica e non più l'antica Chimica degli equivalenti. Altrettanto deve farsi nei Licei, sia perchè la Chimica moderna è più razionale e più scientifica, sia perchè è conveniente e necessario che gli allievi del Liceo non debbano poi rifare, ma solo continuare questo studio nelle Università.

Perciò in questo libro ho raccolto le cognizioni di Chimica moderna, che convengono agli allievi del corso Liceale. Io le ho ricavate dalle opere dei migliori autori e specialmente dalle Lezioni di Chimica date nella R. Università di Torino dal Ch.mo professore Adolfo Lieben, alle quali io ho assistito per ben due anni.

Spero che questo lavoro potrà servire anche per gli studenti degli Istituti tecnici, perchè contiene la maggior parte delle cognizioni richieste dal loro programma. Anzi specialmente pel 1° capo, in cui sono esposte le cognizioni generali, io credo che il mio libro possa essere utile anche agli studenti delle Università

e a tutti coloro che desiderano pigliare una conoscenza generale della Chimica moderna.

Confido di essere riuscito abbastanza chiaro, specialmente per il mio metodo di fare sempre precedere le cognizioni concrete e particolari a quelle astratte e generali, cioè l'analisi alla sintesi; però io rammento agli studiosi, che senza un poco di pazienza e di riflessione non si acquista alcuna scienza.

Chi studia la Chimica deve avere le idee della temperatura, dei diversi stati fisici dei corpi, della fusione, della ebullizione, degli stati elettro-positivo ed elettro-negativo, della pila e della corrente elettrica ecc., ecc., ossia deve già possedere le cognizioni elementari della Fisica. Tale è pure l'avviso dell'illustre chimico W. HOFMANN, *il quale nella sua* Introduzione alla Chimica moderna *(lezione 2ª) dice: « Seguendo un ordinamento logico, lo studio della Fisica dovrebbe precedere quello della Chimica, e sarebbe quindi a presupporsi negli studiosi di Chimica una certa conoscenza delle forze fisiche e delle loro leggi ». Perciò non mi si farà appunto di aver presupposto queste cognizioni nel lettore.*

Spero infine con questo libro di giovare l'istruzione scientifica della gioventù italiana. Sarò pago delle mie fatiche, se avrò raggiunto questo fine.

L'AUTORE.

CAPO I.

NOZIONI GENERALI.

§ 1.

Corpi semplici e corpi composti.

1. Decomposizione dell'acqua colla corrente elettrica. — In Fisica si dà il nome di *voltametro* ad un apparecchio che consiste in un vaso di vetro, dal cui fondo fatto con gomma lacca od altra sostanza isolante si sollevano due laminette di platino. Se si mette in questo recipiente dell'acqua acidulata con alcune goccie di acido solforico (olio di vetriolo) e poi si pongono le due laminette di platino in comunicazione coi due poli di una pila di due o tre coppie Bunsen, si veggono sorgere dalle laminette di platino delle bollicine di gas. Disponendo su ciascuna laminetta una campanella di vetro piena d'acqua, si possono raccogliere i due gas che così si sviluppano. Si noterà allora, che nella campanella, che comunica col polo negativo della pila, si sviluppa in egual tempo un volume di gas doppio di quello che si svolge nella campanella che comunica col polo positivo della pila.

2. — Quando questa seconda campanella è piena di gas, se si toglie dall'acqua tenendola turata col dito, sì che il gas non iscappi, e poscia si introduce in essa un fuscellino di legno o di scopa, il quale abbia cessato di ardere, ma abbia ancora qualche punto in ignizione, lo si vede accendersi e bruciare con viva

luce. Ora questo è un carattere del corpo detto ossigeno. Lo stesso fuscellino ignescente introdotto nella campanella che contiene il gas di volume doppio, si spegne, mentre il gas stesso si accende con piccola detonazione e brucia. Questo è un carattere del corpo detto idrogeno.

3. — A misura che i due gas si sviluppano nella campanella, l'acqua viene mancando nel recipiente; il che dimostra, che essi nascono dalla scomposizione dell'acqua, la quale è appunto composta di 2 volumi di idrogeno con un volume di ossigeno.

4. Generazione dell'acqua colla scarica elettrica e col calore. — In Fisica si dà il nome di Pistola di Volta ad un recipiente di vetro o di metallo avente un'apertura, che si può chiudere con un tappo di sughero e la cui parete è traversata da un cilindretto di ottone isolato in un astuccio di vetro e terminato alle due estremità da due piccole sfere pure di ottone, delle quali l'interna è prossima alla parete. Preso colla mano il recipiente, se si accosta la sfera esterna ad un corpo elettrizzato, per modo da ottenere una scarica elettrica tra questo corpo e la sfera, succede pure una scarica elettrica nell'interno del recipiente tra la parete di questo e la sfera che termina il cilindretto. Introdotto poi nel recipiente un miscuglio di 2 volumi di idrogeno con 1 di ossigeno (ovvero anche semplicemente un poco di idrogeno nell'aria che il recipiente contiene), se si determina la scarica elettrica esterna ed interna nel modo sovraddetto, questa scarica elettrica è accompagnata da un'esplosione, la quale fa saltare il tappo che ottura il recipiente e farebbe crepare questo, se il tappo non cedesse prima della parete alla pressione interna. Questa pressione è dovuta al vapore acqueo generato dalla scarica elettrica, la quale determina i due gas,

ossigeno e idrogeno, a riunirsi istantaneamente in tutta la massa con grande sviluppo di calore, per l'azione del quale l'acqua generata piglia lo stato di vapore. Il vapore appena formato si condensa e si deposita nella parete del recipiente allo stato liquido. L'irruzione dell'aria esterna nell'interno del recipiente nell' atto, in cui salta il tappo e che il vapor acqueo prodotto si condensa, è causa del rumore che accompagna l' esplosione; fenomeno analogo a quello, che si produce stappando una bottiglia o scaricando uno schioppo.

5. — La riunione dei due gas, ossigeno e idrogeno, può anche prodursi col calore, accostando al miscuglio una fiamma; i due gas si riuniscono con esplosione, formando come prima del vapore acqueo. Quindi il miscuglio di questi due gas si chiama miscuglio tonante.

6. Scomposizione degli ossidi di ferro col calore. — Il ferro, che tanto si usa nelle arti, non lo si trova tale in natura, ma il più sovente è unito coll' ossigeno allo stato di ossido. La pietra calamita è appunto una riunione di ferro e ossigeno. La ruggine, che si forma alla superficie del ferro esposto all' aria umida, è formata da ferro, ossigeno e idrogeno. Si ottiene il ferro metallico, ponendo questi composti del ferro coll'ossigeno in contatto col carbone ad elevatissima temperatura in appositi forni. Per l'influenza della elevata temperatura il carbone disgiunge l'ossigeno dal ferro, e questo rimane allo stato di ferro puro.

7. Scomposizione del gas detto acido carbonico operata dalla luce. — Gli animali emettono nel fiato, che espirano, del vapor acqueo e del gas detto acido carbonico, che è un corpo gasoso formato di carbonio (carbone puro) e di ossigeno. Le piante

sotto l'influenza della luce decompongono per mezzo delle loro foglie questo gas, ritengono il carbonio e restituiscono l'ossigeno all'atmosfera.

8. Corpi semplici e composti. — Ora nè l'ossigeno, nè l'idrogeno, nè il ferro, nè il carbonio ecc., non si sono potuti finora scomporre in altri corpi più semplici, nè coll'elettricità, nè col calore, nè colla luce, nè con altro mezzo. I corpi dai quali non si è potuto finora ottenere che una sola qualità di materia, diconsi corpi *semplici* od elementari; quelli invece, dai quali si possono estrarre più sostanze di natura diversa, diconsi corpi *composti.*

Questa distinzione esprime solo un fatto che si presenta studiando i corpi e non decide la questione, se debbasi ammettere l'esistenza di tante qualità diverse di materia, quanti sono i corpi semplici, ovvero se debbasi ammettere, come è più razionale, una materia unica e considerare i varii corpi semplici come altrettante individualità sinora distinte della medesima.

I corpi semplici oggidì conosciuti sono in numero di 63. I loro nomi italiani e latini sono registrati nella 1ª colonna della tabella seguente. Vedremo in seguito il significato dei segni e delle cifre che si trovano nelle altre colonne della medesima tabella.

TABELLA

dei nomi italiani e latini, dei simboli, dei pesi atomici e degli equivalenti dei corpi semplici.

Nomi italiani e latini dei Corpi semplici		Simboli coi loro coefficienti di valenza	Pesi atomici	Equiva-lenti
Alluminio .	*Aluminium*	Al^{III}	27,5	13,75
Antimonio .	*Stibium*	Sb^{III}	122	61
Argento ..	*Argentum*	Ag^{I}	108	108
Arsenico ..	*Arsenium*	As^{III}	75	75
Azoto	*Azotum* o *Nitrogenum*	N^{III}	14	14
Bario	*Barium*	Ba^{II}	137	68,5
Berillio ...	*Berillium*	Be^{II}	9,3	
Bismuto ...	*Bismuthum*	Bi^{III}	210	155
Boro	*Boron*	Bo^{III}	11	11
Bromo	*Bromum*	Br^{I}	80	80
Cadmio ...	*Cadmium*	Cd^{III}	112	36
Calcio	*Calcium*	Ca^{II}	40	20
Carbonio ..	*Carbonium*	C^{IV}	12	6
Cerio	*Cerium*	Ce^{II}	92	46
Cesio	*Cesium*	Cs^{I}	133	133,036
Cloro	*Chlor*	Cl^{I}	35,5	35,5
Cobalto ...	*Cobalthum*	Co^{II}	58,8	29,5
Cromo	*Chromium*	Cr^{III}	52,2	26,75
Didimio ...	*Dydymium*	Di^{II}	95	48
Erbio	*Erbium*	E^{II}	112,6	
Ferro	*Ferrum*	Fe^{II}	56	28
Fluoro	*Fluor*	Fl^{I}	19	19
Fosforo ...	*Phosphorus*	P^{III}	31	31
Idrogeno ..	*Hydrogenium*	H	1	1
Indio	*Indium*	In^{II}	73 (?)	
Iodio	*Iodium*	I^{I}	127	127
Iridio	*Iridium*	Ir^{IV}	198	98,5
Ittrio	*Yttrium*	Y^{II}	61,7	32,18
Lantanio ..	*Lanthanum*	La^{II}	92	46
Litio	*Lithium*	Li^{I}	7	7
Magnesio ..	*Magnesium*	Mg^{II}	24	12
Manganese .	*Manganesium*	Mn^{II}	55	27,5
Mercurio ..	*Hydrargirium*	Hg	200	100

Nomi italiani e latini dei Corpi semplici		Simboli coi loro coefficienti di valenza	Pesi atomici	Equivalenti
Molibdeno .	*Molibdenum*	Mo^{VI}	96	48
Nichelio ...	*Nikelium*	Ni^{II}	58,8	29,5
Niobio	*Niobium*	Nb^{V}	94	482
Oro	*Aurum*	Au^{III}	197	98,25
Osmio	*Osmium*..	Os^{IV}	199,2	98,5
Ossigeno ..	*Oxigenium*	O^{II}	16	8
Palladio ...	*Palladium*..........	Pd^{II}	106,6	53,25
Piombo ...	*Plumbum*	Pb^{II}	207	103,5
Platino....	*Platinum*...........	Pt^{IV}	197,4	98,5
Potassio...	*Kalium*	K^{I}	39	39
Rame.....	*Cuprum*...........	Cu^{II}	63,5	31,5
Rodio.....	*Rodium*	R^{II}	104,4	52
Rubidio ...	*Rubidium*	Rb^{I}	85,4	85,36
Rutenio ...	*Ruthenium*	Ru^{IV}	104,4	52
Selenio....	*Selenium*...........	Se^{II}	79	39,75
Silicio	*Silicium*............	Si^{IV}	28	21
Sodio.....	*Natrum*...........	Na^{I}	23	23
Solfo......	*Sulphur*	S^{II}	32	16
Stagno	*Stannum*...........	Sn^{IV}	118	59
Strontio ...	*Strontum*	Sr^{II}	87,5	43,75
Tallio.....	*Thallium*	Tl^{I}	204	204
Tantalio...	*Tantalium*	Ta^{V}	182	92,2
Tellurio...	*Tellurium*..........	Te^{II}	128	64,5
Titanio....	*Titanum*...........	Ti^{IV}	50	25
Torio.....	*Thorium*	Th^{IV}	231,5	59,5
Uranio	*Uranium*....	U^{II}	120	60
Vanadino ..	*Vanadium*	V^{III}	51,3	
Volframio..	*Tunstium*..........	W^{III}	184	68,5
Zinco	*Zincum*	Zn^{II}	65,2	31,51
Zirconio...	*Zirconium*	..	89,6	33,6

I corpi celesti sembrano composti degli stessi corpi semplici che si incontrano sul nostro globo. Negli uranoliti, che cadono sovente sulla terra dagli spazi celesti, non si trovarono elementi diversi da quelli che ritroviamo sul nostro pianeta. L'esame della luce che ci mandano i corpi celesti ha condotto in questi ultimi anni i fisici a concludere, che nel sole e nelle stelle fisse si trovano molti di quegli stessi elementi, che costituiscono i nostri corpi semplici.

§ 2.

Oggetto della chimica.

9. Chimica. — La scienza, che studia i diversi corpi semplici e i corpi composti che essi formano riunendosi, dicesi *chimica.*

Chimica è parola di oscura origine che alcuni vogliono derivare da *χημία,* antica denominazione dell'Egitto, dove vennero studiati dapprima i misteriosi processi delle trasformazioni della materia.

10. Combinazione o decomposizione chimica. — Il fenomeno della riunione di due o più corpi semplici per formare un corpo composto dicesi *combinazione chimica.*

Il fenomeno contrario della separazione dei corpi semplici che si trovano riuniti in un corpo composto dicesi *decomposizione chimica.*

11. Affinità. — La causa, che produce la riunione delle particelle dei corpi semplici nei corpi composti dicesi *affinità chimica.*

§ 3.

Leggi delle combinazioni chimiche.

12. Legge del contatto. — Il ferro, che esposto all'aria umida irrugginisce, si mantiene inalterato, se lo si unge con olio, ovvero se lo si copre di vernice, perchè allora resta impedito il suo contatto col vapor acqueo. In generale, *perchè avvenga combinazione chimica, bisogna che le particelle dei corpi possano venire a contatto.*

13. Legge della mobilità delle particelle dei corpi che si debbono combinare. — Se si mescola semplicemente dell'acido tartarico in polvere con del bicarbonato di soda parimenti in polvere, non avviene combinazione chimica, ma se si

aggiunge dell'acqua, nella quale queste sostanze si disciolgono, permodochè le loro molecole possano venire meglio a contatto, avviene subito la combinazione.

In generale *la chimica combinazione dei corpi consistendo in un intimo avvicinamento delle loro particelle, perchè possa avere luogo, bisogna che queste sieno mobili, permodochè possano venire a contatto, e perciò uno almeno dei corpi che si combinano deve essere allo stato liquido o gasoso.* Di qui l'adagio degli antichi chimici *corpora non agunt nisi fluida.*

14. Legge della conservazione della materia. — Se si fa scoccare la scintilla elettrica in un miscuglio di 8 grammi di ossigeno e 1 gramma di idrogeno, si ottengono $8 + 1 = 9$ grammi di acqua dai quali si possono poi ricavare mediante la corrente elettrica 8 grammi di ossigeno e 1 di idrogeno.

Il fenomeno è generale e dà luogo alla seguente legge: *il peso di un composto è sempre eguale alla somma dei pesi dei componenti.* Quindi ne risulta, che nessuna particella di materia si perde o si crea nelle combinazioni chimiche.

15. Legge delle proporzioni definite. — Su 9 parti in peso di acqua, 8 sono d'ossigeno e 1 di idrogeno. Questa proporzione rimane costante, qualunque sia l'origine di questo composto, cioè sia acqua di pioggia, di fonte, del mare (fatta astrazione dalle sostanze estranee che vi possono essere disciolte) o acqua artificiale.

Viceversa, se facciamo scoccare una scintilla elettrica in un recipiente contenente 8 parti in peso di ossigèno e 1 di idrogeno, otterremo 9 parti in peso di acqua; ma se invece di 1 di idrogeno se ne mette 2, si otterranno come prima 9 parti in peso di acqua e 1 peso di idrogeno non combinato. Lo stesso avverrebbe, aumentando la dose dell'ossigeno e lasciando

costante quella dell'idrogeno. Lo stesso avviene in tutte le combinazioni chimiche dei corpi semplici. Quindi risulta la seguente legge generale detta delle proporzioni fisse o definite: *in ciascun corpo composto i pesi dei componenti hanno fra loro un rapporto fisso e definito.*

16. Legge delle proporzioni multiple. — L'idrogeno e l'ossigeno formano due composti diversi; il primo è l'acqua, nella quale, come abbiamo veduto, i pesi dei due corpi sono nella proporzione di 1 a 8. Il secondo è l'acqua detta ossigenata, nella quale i detti due corpi sono nella proporzione di 1 a 16; cioè la quantità dell'ossigeno è doppia.

17. — Vi sono parecchi composti che hanno proprietà chimiche differenti, ma i quali risultano tutti dalla combinazione dell'idrogeno col cloro e l'ossigeno. Le proporzioni di questi corpi nei detti composti sono:

Acido	ipocloroso	1	di idrogeno	35,5	di cloro	16	di ossig.
»	cloroso	1	»	35,5	»	32	»
»	clorico	1	»	35,5	»	48	»
»	perclorico	1	»	35,5	»	64	»

Ora i numeri 32, 48, 64 che esprimono le quantità variabili dell'ossigeno che possono combinarsi con quantità costanti di idrogeno e cloro sono esattamente multipli della quantità 16 di ossigeno contenuto nel composto meno ricco di questo elemento.

18. — L'azoto e l'ossigeno si combinano insieme in 5 proporzioni diverse, formando altrettanti composti dotati di proprietà differenti. Essi sono:

	Azoto	Ossigeno.
Protossido d' azoto	14	8
Biossido d'azoto	14	16
Acido azotoso anidro o anidride azotosa	14	24
Ipoazotide	14	32
Acido azotico anidro o anidride azotica	14	40

Ove si vede, che con una quantità costante di azoto possono combinarsi quantità di ossigeno multiple di quella contenuta nel composto meno ricco di questo elemento.

19. — Il manganese e l'ossigeno formano i 5 composti seguenti:

	Manganese	Ossigeno
Protossido di manganese . . .	27,5	8
Sesquiossido di manganese . . .	27,5	12
Biossido di manganese	27,5	16
Acido manganico anidro . . .	27,5	24
Acido permanganico anidro . .	27,5	28

Ove si vede, che la quantità di ossigeno contenuta in questi diversi composti è multipla dello stesso numero 4, che è la metà della quantità di ossigeno contenuto nel composto meno ricco di questo elemento.

20. — Questi fatti, i quali sono generali, dànno luogo alla seguente legge, detta delle *proporzioni multiple: Nei composti chimici dotati di proprietà differenti, ma formati dagli stessi corpi semplici, con una quantità costante in peso di uno o più componenti vi sono quantità di un' altro componente, le quali sono multiple di quella che vi è nel composto meno ricco di questo elemento, ovvero di una sua parte aliquota.*

21. Legge della reciprocanza dei pesi di combinazione, ossia Legge degli Equivalenti. — L'idrogeno forma col cloro il composto detto acido cloridrico, nel quale col peso 1 di idrogeno vi è il peso 35,5 di cloro. L'idrogeno forma parimenti col iodio il composto detto acido iodidrico, nel quale col peso 1 di idrogeno vi è il peso 127 di iodio. Ora il cloro e il iodio si combinano pure fra loro e formano il composto chiamato cloruro iodico, nel quale col peso 35,5 di cloro vi è appunto il peso 127 di

iodio. Dunque le quantità di cloro e iodio che possono combinarsi fra loro sono quelle stesse che si combinano con una quantità costante di idrogeno. Lo stesso si verifica cogli altri corpi semplici, cioè, i *numeri i quali esprimono le più piccole quantità in peso dei diversi corpi semplici che si combinano col peso 1 di idrogeno esprimono pure le più piccole quantità in peso degli stessi corpi le quali si combinano fra loro.*

Questi numeri diconsi *pesi di combinazione,* perchè esprimono i pesi, secondo i quali i corpi semplici si combinano fra loro nei composti più semplici. Essi diconsi pure *equivalenti*, perchè, per es., le quantità 35,5 di cloro, 127 di iodio, saturando una quantità costante di un medesimo corpo cioè di idrogeno, sono equivalenti nel loro effetto chimico. Però le quantità ponderali inscritte dai chimici antichi nella tabella degli equivalenti non sono realmente tutte equivalenti chimicamente, come si vedrà in seguito. Perciò questi numeri si dicono dai chimici moderni *pesi di combinazione.*

22. — Ma non tutti i corpi semplici sono capaci di combinarsi coll' idrogeno, e quindi non si può cercare direttamente l' equivalente di tutti i corpi semplici cercando la quantità ponderale di essi che si combina col peso 1 di idrogeno. Per es., l'argento non si combina direttamente coll'idrogeno, e perciò non sarebbe possibile ottenere direttamente la quantità ponderale d'argento che si combina con 1 di idrogeno ossia l'equivalente dell'argento rispetto all'idrogeno. Ma l'argento si combina coll'ossigeno e si trova che con 8 di ossigeno si combinano 108,09 di argento. Ora questo numero, il quale esprime il peso di argento che si unisce con 8 di ossigeno, esprime pure il peso di argento che si unisce con 35,5 di

cloro, con 127 di iodio ecc., ossia in generale coi pesi di combinazione rispetto all'idrogeno dei diversi corpi semplici, con cui l'argento è capace di unirsi, e quindi esprime il peso di combinazione dell'argento.

23. — *I pesi di combinazione od equivalenti sono dunque numeri, i quali esprimono le più piccole quantità in peso dei diversi elementi che si uniscono con una quantità costante in peso di un elemento, e perciò anche le quantità in peso, secondo le quali questi elementi si uniscono fra loro, quando sono capaci di combinarsi.*

Questi numeri sono segnati nella 4ª colonna della tabella dei corpi semplici.

24. — Se si volesse pigliare per termine di confronto o per unità dei pesi di combinazione l'ossigeno, allora si troverebbe che col peso 1 di ossigeno, che è l'ottava parte di 8, si combina il peso $\frac{1}{8} = 0{,}125$ di idrogeno; e tutti gli altri pesi di combinazione sarebbero, come quello dell'idrogeno, l'ottava parte di quelli registrati nella tabella.

25. — Se si facesse eguale a 100 il peso di ossigeno che si prende per termine di confronto, come si usava una volta, allora il peso di combinazione dell'idrogeno sarebbe $0{,}125 \times 100 = 12{,}5$ e così tutti gli altri pesi di combinazione sarebbero 100 volte maggiori.

26. — Quando si conosca la composizione di un corpo composto in equivalenti, si può subito conoscere le quantità in peso dei componenti che si trovano in un dato peso di quel composto. Così se si conosce che nell'acqua vi è un equivalente di idrogeno e un equivalente di ossigeno, si deduce per mezzo della tabella degli equivalenti, che nell'acqua col peso 1 di idrogeno vi è il peso 8 di ossigeno.

27. Legge dei volumi. — Se poniamo a confronto la composizione ponderale dell'acido cloridrico colla composizione volumetrica troviamo:

Pesi.		*Volumi.*	
Idrogeno	1	Idrogeno	1
Cloro	35,5	Cloro	1
Acido cloridrico	36,5	Acido cloridrico	2 volumi.

I volumi dei componenti e dei composti s'intendono presi nelle stesse condizioni di temperatura e di pressione.

Per l'acqua si trova:

Pesi.		*Volumi.*	
Idrogeno	2	Idrogeno	2
Ossigeno	16	Ossigeno	1
Acqua	18	Vapor acqueo	2

Per l'ammoniaca si trova:

Pesi.		*Volumi.*	
Idrogeno	3	Idrogeno	3
Nitrogeno	14	Nitrogeno	1
Ammoniaca	17	Ammoniaca	2

Questi esempi ci dimostrano, che la composizione volumetrica dei corpi considerati nello stato gazoso e nelle stesse condizioni di temperatura e pressione è assai più semplice della loro composizione ponderale. Gay-Lussac, che primo fece questa osservazione, stabilì la seguente legge: *allorchè i corpi che si combinano sono gasosi, vi è sempre un rapporto assai semplice tra i volumi dei gas primitivi e il volume del composto considerato allo stato gasoso nelle stesse condizioni di temperatura.*

28. — Inoltre si osservi che, quando i due gas si combinano a volumi eguali, siccome avviene nel caso dell'acido cloridrico ed in altri, non ha luogo contrazione di volume, cioè *il volume del composto è la*

somma dei volumi dei gas componenti; invece quando i gas si combinano in volumi disuguali, come nel caso dell'acqua, dell'ammoniaca ecc., vi è contrazione di volume, e perciò *il volume del composto gasoso è minore della somma dei volumi dei componenti.*

§ 4.

Teoria atomica.

29. Atomi. — Alcuni fra gli antichi filosofi greci, quali Eraclito, Leucippo, Epicuro, si figurarono la materia composta di particelle indivisibili, cui diedero il nome di atomi, parola greca che significa appunto non divisibile (α particella privativa, τέμνω io taglio). Tale ipotesi, sostenuta da Gassendi nel XVII secolo contro Descartes che sosteneva l'opinione di Aristotele della continuità della materia, giacque incompresa e dimenticata fino alla scoperta della legge delle proporzioni multiple fatte dal chimico inglese Dalton nel 1804. Questi vide che l'ipotesi degli atomi dava perfettamente ragione delle leggi delle combinazioni chimiche, e la fece perciò entrare nella scienza. La Chimica moderna è fondata su questa ipotesi dell' esistenza dell'atomo che viene definito: *la più piccola particella di un corpo semplice che possa esistere nei composti chimici.*

30. Molecole. — Gli atomi di ossigeno e di idrogeno, che compongono l'acqua, non possono evidentemente essere mescolati confusamente gli uni cogli altri, ma ciascuna particella di acqua deve essere costituita dalla riunione di un certo numero di atomi d'ossigeno con un certo numero di atomi di idrogeno. In generale ciascuna particella di un corpo composto deve essere costituita dalla riunione di un certo numero di atomi dei diversi corpi semplici che lo compongono.

Ma anche nei corpi semplici i chimici ammettono

che gli atomi formino dei gruppi. Bensì nei corpi semplici questi gruppi sono formati di atomi della stessa natura, mentre nei corpi composti sono formati da atomi di natura diversa. Così i chimici ammettono nell'idrogeno dei gruppi di 2 atomi, parimenti per l'ossigeno, il solfo, il nitrogeno, il cloro, il bromo, ecc. Invece nel fosforo, nell'arsenico e anche nell'antimonio ammettono dei gruppi di quattro atomi; mentre nel mercurio, nel cadmio, nello zinco ammettono gli atomi isolati.

Questi gruppi di atomi, che si debbono ammettere nei corpi semplici e composti, diconsi *molecole*. I chimici moderni definiscono la molecola: *la più piccola particella di un corpo semplice o composto che possa esistere isolata*. La parola *molecola* viene dal latino *moles*, e significa piccola mole.

31. — Queste particelle, dette atomi, debbono certamente essere dotate di movimenti regolari, siccome gli astri dello spazio, permodochè, secondo la poetica immagine di Laplace, i corpi sono aggregati di atomi in movimento comparabili agli aggregati di astri che compongono il sistema del mondo.

32. Prove della teoria atomica. — Ecco come si spiegano nella teoria atomica i fenomeni di combinazione e decomposizione chimica. Secondo la teoria atomica, gli atomi stanno aggruppati nelle molecole per mezzo dei movimenti di cui sono dotati. Ora si intende facilmente, come il moto caloroso, che parte da una fiamma o da una scarica elettrica (n° 4) possa alterare l'armonia dei movimenti dei due atomi di idrogeno di ciascuna molecola di idrogeno, e dei due atomi di ossigeno di ciascuna molecola d'ossigeno, e determinare un'associazione diversa di tali atomi, quale è quella delle molecole dell'acqua costituite da due atomi di idrogeno con uno di ossigeno.

Viceversa, la corrente elettrica (n° 1) alterando i movimenti degli atomi delle molecole dell'acqua ne rompe l'equilibrio meccanico e permette agli atomi dell'ossigeno e dell'idrogeno di riunirsi nuovamente due a due per formare le molecole di questi due corpi semplici.

33. — Ecco come l'ipotesi atomica dà ragione delle leggi delle proporzioni definite e multiple. Secondo quest'ipotesi, gli atomi dei corpi semplici hanno peso diverso gli uni dagli altri ma costante, che conservano sempre, anche quando si riuniscono per formare le molecole, le quali sono costituite dalla giusta posizione degli atomi che le compongono. Perciò, se rappresentiamo con p p' i pesi diversi degli atomi di due corpi semplici diversi, egli è evidente che ogni combinazione determinata di questi due corpi semplici dovrà essere formata da un numero determinato n di atomi dell'uno, con un'altro numero determinato n' di atomi dell'altro, e quindi da un peso determinato np di uno dei corpi con un peso determinato $n'p'$ dell'altro corpo semplice; il che costituisce la legge delle proporzioni fisse.

Di più consideriamo, per es., l'azoto e l'ossigeno. Se avvenga che un medesimo numero di atomi di azoto possa associarsi ad 1, 2, 3, 4, 5 atomi di ossigeno (n° 18), si avrà una serie di composti, nei quali con una quantità costante di azoto vi saranno le quantità in peso dell'ossigeno 1, 2, 3, 4, 5. Ciò che è appunto la legge delle proporzioni multiple.

34. — Il diamante ed il carbone sono la stessa sostanza, eppure hanno aspetto assai differente. Questo fenomeno dicesi *isomeria*. Se ne ha facile spiegazione nella teoria atomica, ammettendo che nel diamante gli stessi atomi sono disposti con ordine diverso da quello del carbone ordinario.

Parimenti il fosforo si presenta sotto due aspetti

diversi, cioè di fosforo bianco e di fosforo rosso. Si ha ragione di questi due stati differenti del fosforo, ammettendo che nel fosforo rosso la molecola è costituita da un numero di atomi diverso che nel fosforo bianco.

35. — Si sa che i corpi aumentano di volume col crescere della temperatura e diminuiscono di volume col diminuire della temperatura, senza che il loro peso varii. Ora una materia continua non potrebbe aumentare di volume colla temperatura senza aumentare di quantità e quindi di peso e viceversa. Invece se si ammette che la materia è composta di particelle distinte, la cui distanza cresce col crescere della temperatura e diminuisce col diminuire della temperatura, si intende come il volume d'un corpo debba crescere o diminuire col crescere e diminuire della temperatura, senza che la quantità della materia e quindi il suo peso varii.

36. — Finalmente i fenomeni luminosi parlano ancor essi eloquentemente in favore della teoria atomica. Imperocchè una materia continua e non composta di particelle distinte non potrebbe fare vibrazioni, siccome è stato dimostrato da Poisson e da Cauchy. Ora se le onde luminose possono attraversare un corpo diafano, o esse sono propagate per mezzo della materia stessa del corpo diafano, e allora sarà essa che vibra, il che richiede che sia composta di particelle distinte e mobili e separate da certi intervalli; ovvero il movimento luminoso è propagato per mezzo dell'etere interposto fra le particelle, e allora queste debbono pure essere separate le une dalle altre per lasciar luogo all'etere vibrante.

37. Simboli atomici. — Nella seconda colonna della tabella dei corpi semplici trovasi scritto H a lato dell'idrogeno, O a lato dell'ossigeno, S a lato del solfo

C a lato del carbonio ecc., ossia la lettera iniziale del nome latino di ciascun elemento. E siccome, per es., l'alluminio, l'argento, l'arsenico avrebbero la stessa lettera iniziale A, perciò a fianco dei nomi di questi corpi vi è la lettera iniziale A seguita da un'altra delle lettere del nome del corpo. Così si scrive Al per l'alluminio, Ag per l'argento, As per l'arsenico ecc.

Con questi segni vuolsi rappresentare nella teoria atomica brevemente nella scrittura l'atomo di ciascun corpo semplice, di cui nella 3ª colonna è scritto il peso relativo a quello dell'idrogeno, il quale si prende per unità. Questi pesi atomici si determinano dai chimici con procedimenti dei quali noi non possiamo occuparci. Essi hanno preso per termine di confronto od unità il peso dell'atomo di idrogeno, perchè l'esperienza ha insegnato, che l'idrogeno è il meno pesante degli elementi.

38. Formole chimiche. — Ecco ora come coi simboli degli atomi si rappresentano brevemente nella scrittura le molecole dei corpi composti.

Consideriamo, per esempio, l'acqua. L'analisi centesimale fa conoscere, che essa contiene

Idrogeno	11,11
Ossigeno	88,88
Acqua	99,99

Ora il quoziente:

$$\frac{11,110}{1}=11,110$$

del peso centesimale dell'idrogeno per il peso 1 dell'atomo dell'idrogeno, deve evidentemente essere proporzionale al numero degli atomi dell'idrogeno contenuto in un dato peso d'acqua. Parimenti il quoziente

$$\frac{88,880}{16}=5,555$$

del peso centesimale dell'ossigeno al peso 16 dell'atomo dell'ossigeno deve essere proporzionale al numero degli atomi di ossigeno contenuto nello stesso peso d'acqua.

Rappresentando dunque con N_i il numero degli atomi dell'idrogeno contenuto in un dato peso di acqua e con N_o il numero degli atomi dell'ossigeno contenuto nello stesso peso, si ha

$$\frac{N_i}{N_o} = \frac{11,110}{5,555} = \frac{2}{1}$$

cioè: il numero degli atomi dell'idrogeno contenuto in un dato peso di acqua è doppio del numero degli atomi di ossigeno contenuto nello stesso peso. La molecola dell'acqua, cioè la più piccola particella di acqua che possa esistere isolata, deve quindi contenere 2 atomi di idrogeno e 1 di ossigeno.

39. — Rappresentando adunque con H l'atomo dell'idrogeno e con O quello dell'ossigeno, la molecola dell'acqua sarà rappresentata da HHO.

Invece di scrivere HH si scrive H^2, cioè si indica con un numero che si scrive alla destra del simbolo dell'atomo dell' elemento il numero degli atomi di questo elemento che entrano nella molecola. Onde la formola atomica della molecola dell'acqua è H^2O.

40. — In modo analogo, cioè dividendo i pesi centesimali dei componenti pei rispettivi pesi atomici, si ottengono le formole atomiche dei corpi composti.

Così H^2SO^4 è la formola della molecola dell'acido solforico ed esprime che questa molecola è composta di 2 atomi di idrogeno, 1 di solfo e quattro di ossigeno; HNO^3 rappresenta la molecola dell'acido nitrico, ecc.

41. — I chimici antichi rappresentavano l'acqua colla formola HO. Ma secondo questi, H ed O rappre-

sentano non già gli atomi dell'idrogeno e dell'ossigeno, ma solo ciò che essi chiamavano gli equivalenti (n° 21). Siccome nell'acqua col peso 1 di idrogeno vi è il peso 8 di ossigeno, cioè un equivalente di idrogeno ed un equivalente di ossigeno, perciò si rappresenta l'acqua in equivalenti colla formola HO.

Parimenti l'acido solforico si rappresenta in equivalente colla formola SO^3, HO. Se invece di HO formola dell'acqua in equivalenti si pone H^2O formola atomica dell'acqua, si ha $SO^3H^2O = H^2SO^4$ formola atomica dell'acido solforico.

42. — Nella formola SO^3, HO dell'acido solforico, secondo la teoria degli equivalenti, si tiene distinta la formola dell'acqua dal gruppo rimanente SO^3. Ma questa distinzione non è vera, perchè questi due gruppi nell'acido solforico perdono la propria personalità e formano un gruppo unico risultante da un nuovo aggruppamento di tutti gli atomi che lo compongono, siccome esprime la teoria atomica colla sua formola H^2SO^4.

43. Modo di calcolare il peso relativo della molecola di un composto per mezzo della sua formola atomica. — Le formole atomiche ci indicano la natura ed il numero degli atomi riuniti in una molecola e quindi anche i pesi degli elementi che la costituiscono. Per es., la formola H^2O dell'acqua ci indica, che essa contiene 2 atomi di idrogeno e 1 di ossigeno.

Ora 2 atomi di idrogeno pesano	$2 \times 1 = 2$
1 atomo di ossigeno pesa	$1 \times 16 = 16$
perciò una molecola d'acqua pesa	18

cioè la somma dei pesi dei diversi atomi che la compongono.

Per l'acido solforico la cui formola atomica è H^2SO^4 si trova

Peso idrogeno	. . . .	$2 \times 1 = 2$
solfo	. . . .	$32 \times 1 = 32$
ossigeno	. . . .	$16 \times 4 = 64$
Peso molecola acido solforico		$= 98$

In generale si ottengono i pesi delle molecole dei composti, facendo la somma dei pesi degli atomi che le compongono.

44. Quesiti relativi ai pesi dei componenti nei composti. — Si domanda quanti chilogrammi di solfo vi sono in 100 chilogrammi di acido solforico.

R. Si sa che la molecola dell'acido solforico pesa 98 volte l'atomo dell'idrogeno e che in tal peso il solfo vi entra per 32 unità. Dunque, se nel peso 98 vi è 32 di solfo, nel peso 100 vi sarà il peso x dato dalla seguente proporzione $\frac{98}{32} = \frac{100}{x}$

$$x = \frac{3200}{98} = 32{,}65.$$

Dunque in 100 chilogrammi di acido solforico ve ne sono 32,65 di solfo.

45. — Quanto acido solforico si può fare con 3 chilogrammi d'idrogeno?

R. Sappiamo che il peso relativo d'una molecola d'acido solforico è 98 in cui 2 sono d'idrogeno; dunque, se con 2 d'idrogeno si ha 98 d'acido solforico, con 3 d'idrogeno si avrà una quantità proporzionale d'acido solforico data dalla seguente proporzione:

$$\frac{2}{98} = \frac{3}{x}$$

$$\text{d'onde } x = \frac{3 \times 98}{2} = 3 \times 49 = 147.$$

Dunque con 3 chilogrammi d'idrogeno si possono avere 147 chilogrammi d'acido solforico.

In modo analogo si risolvono i problemi analoghi.

§ 5.

Valenza degli atomi.

46. Coefficiente di valenza. — Il cloro, l'ossigeno, l'azoto, e il carbonio formano rispettivamente coll'idrogeno i seguenti composti:

HCl acido cloridrico.
H^2O acqua.
H^3Az ammoniaca.
H^4C gaz delle paludi,

cioè l'atomo del cloro si dimostra capace di fissare a sè un solo atomo di idrogeno, l'atomo dell'ossigeno si dimostra capace di fissarne 2, quello dell'azoto 3 e quello del carbonio 4. Si indica questo carattere assai importante nella teoria atomica dicendo che l'atomo del cloro è monovalente, quello dell' ossigeno bivalente, quello dell' azoto trivalente, e quello del carbonio quadrivalente. Alcuni invece di dire monovalente, bivalente ecc., dicono monatomico, biatomico ecc.; ma è migliore la denominazione prestabilita.

47. — Sono monovalenti, come quello dell'idrogeno, gli atomi del cloro, bromo, iodo, fluore, potassio ecc.; sono bivalenti, come quelli dell'ossigeno, gli atomi del solfo, selenio, calcio, zinco, rame ecc.; sono trivalenti, come quello dell'azoto, gli atomi dell'arsenico, fosforo, bismuto, oro, ecc. Sono quadrivalenti come quello del carbonio, gli atomi del silicio, del platino, ecc.

Vi sono anche degli atomi cinquevalenti, tale è, per es., quello del niobio; e vi sono degli atomi esavalenti, tale è, per es., quello del molibdeno. Anzi

vi sono alcuni atomi, come quelli, per es., dell'azoto e del fosforo, i quali in alcuni composti appaiono trivalenti ed in altri cinquevalenti. I chimici moderni si danno ragione di questo fatto, ammettendo che questi due atomi sono bensì cinquevalenti, ma che due delle loro valenze sono più deboli delle altre tre, e che perciò secondo la natura dei corpi questi elementi agiscono con tutte cinque o con tre solo delle loro valenze.

48. Si indica graficamente la valenza degli atomi con degli accenti, che si dicono coefficienti di valenza e si scrivono sopra i simboli atomici nel seguente modo:


$$Cl' \; O'' \; Az''' \; C''''.$$

Invece degli accenti si usano anche le cifre romane, cioè si scrive:


$$Cl^{I} \; O^{II} \; Ar^{III} \; C^{IV}.$$

I segni, che si trovano sopra i simboli degli atomi dei corpi semplici nella tabella della pagina 9, stanno appunto ad indicare il coefficiente di valenza di ciascun atomo.

49. — Questo carattere, detto valenza, ci fa conoscere che gli atomi dei diversi corpi semplici hanno diversa capacità di lavoro chimico. L'idrogeno serve per unità di misura di questa capacità, siccome serve per unità di misura dei pesi atomici.

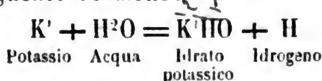
50. — Per questo fatto della valenza degli atomi, i pesi atomici non coincidono coi pesi di combinazione od equivalenti. Poichè, se, per es., un atomo di ossigeno satura due atomi di idrogeno, ne consegue che un atomo di ossigeno si può dire equivalente a due atomi d'idrogeno. Quindi mentre il peso dell'atomo dell'ossigeno è 16 volte quello dell'atomo di idrogeno, il peso di ossigeno, che si combina con 1 di idrogeno, sarà solo $\frac{16}{2} = 8$.

Perciò il peso di combinazione o l'equivalente dell'ossigeno è metà del suo peso atomico.

Lo stesso si verifica per molti altri corpi, per es., per il solfo, per lo stagno ecc. (V. Tabella pag. 9).

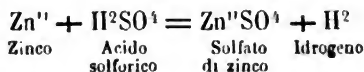
51. — Di più per la diversa valenza degli atomi i numeri detti equivalenti non esprimono veramente per tutti i corpi dei pesi chimicamente equivalenti. Per es., il carbonio essendo quadrivalente il peso di carbonio equivalente a 1 di idrogeno dovrebbe essere la quarta parte del peso del suo atomo, cioè $\frac{12}{4} = 3$. Invece nella tavola degli equivalenti si trova pel carbonio 6. Ciò dipende dal modo con cui furono determinati gli equivalenti. L'equivalente del carbonio è stato determinato cercando la quantità in peso di carbonio, che si combina con un equivalente di ossigeno nel composto ossigenato più semplice che è l'ossido di carbonio. In tale composto si trova che con un equivalente 8 di ossigeno vi è 6 di carbonio, perciò 6 era l'equivalente del carbonio secondo i chimici antichi.

52. Sostituzione degli atomi secondo la valenza. — Se si mette del potassio nell'acqua avviene la seguente reazione:



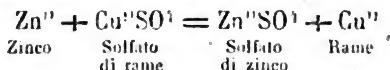
cioè un atomo monovalente di potassio sostituisce un atomo monovalente d' idrogeno in una molecola d'acqua.

Se invece si mette nell' acqua acidulata con acido solforico H^2SO^4 dello zinco, avviene la reazione seguente:



cioè un atomo bivalente di zinco sostituisce 2 atomi monovalenti di idrogeno nella molecola dell'acido solforico.

Finalmente, se in una soluzione acquosa di solfato di rame $CuSO^4$ poniamo una lamina di zinco, avviene la seguente reazione:



cioè un atomo bivalente dello zinco sostituisce l'atomo bivalente del rame; perciò la lastra di zinco si consuma e il rame si deposita su di questa.

Questi esempi ci dimostrano, che *gli atomi della medesima valenza si sostituiscono nelle reazioni chimiche atomo per atomo; e gli atomi di valenza diversa si sostituiscono in ragione della loro valenza.*

53. — Quando si fa agire il potassio monovalente sull'acido cloridrico HCl, si può sostituire l'idrogeno H col potassio K e ottenere il cloruro potassico KCl; ma non si può assolutamente ottenere il composto K^2Cl ovvero KCl^2 nè alcun altro.

Se invece si fa agire il potassio sull'acido solfidrico H^2S si possono ottenere due composti KHS, K^2S, sostituendo uno solo ovvero ambidue gli atomi dell'idrogeno col potassio.

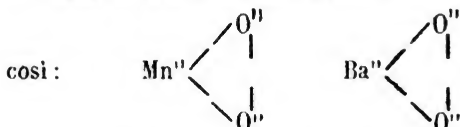
Se non si avesse il concetto della valenza degli atomi, ma solo quello degli equivalenti, si potrebbe dire, per esempio, che la formola dell'acido solfidrico corrispondente all'acido cloridrico è HS rappresentando con S la quantità $\frac{S}{2}$ ossia la metà del peso del solfo combinato coll'idrogeno. Ma come si spiegherebbe il fatto che il potassio coll'idrogeno solforato possa dare due derivati, ed uno solo coll'acido cloridrico? Ora tutto ciò, che sarebbe oscuro ed inesplicabile,

colla sola nozione degli equivalenti diventa naturale e chiaro colla nozione della valenza degli atomi, secondo la quale il solfo è bivalente, come l'ossigeno ecc., mentre l'idrogeno ed il potassio sono monovalenti.

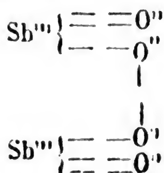
Il concetto della valenza degli atomi è una delle più grandi conquiste della chimica moderna. Esso dà ragione dell' esistenza dei composti chimici già noti e fa indovinare quella di composti ancora ignoti.

54. Catene degli atomi. — Ancorachè gli atomi del manganese e del bario sieno solo bivalenti come quelli dell'ossigeno, nondimeno possono esistere i composti MnO^2, BaO^2, in cui i due atomi di ossigeno dispongono di 4 valenze, mentre quelli del manganese e del bario dispongono solo di due. Perchè qui gli atomi di ossigeno fanno catena, come dicono i chimici moderni, ossia due delle 4 valenze dei due atomi di ossigeno, si saturano a vicenda; restano le altre due che sono saturate dall'atomo bivalente combinato coll'ossigeno.

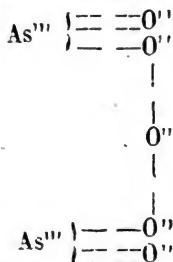
I chimici rappresentano questa catena graficamente così:



L'antimonio trivalente può tuttavia dare il composto Sb^2O^4 nel quale i due atomi di antimonio dispongono solo di 6 valenze mentre i 4 atomi di ossigeno dispongono di 8 valenze, perchè due atomi di ossigeno formano catena siccome indica il seguente diagramma

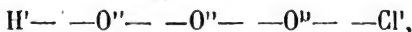


E quantunque l'arsenico sia esso pure trivalente come l'antimonio, tutttavia si ha il composto As^2O^5, perchè 3 atomi di ossigeno formano catena fra loro siccome indica il seguente diagramma:



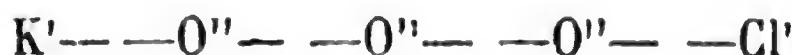
Gli atomi monovalenti non possono formare catene di più di due atomi, perchè, per esempio, nel composto K'Cl' la valenza unica del cloro è saturata dalla valenza unica del potassio e non vi è più alcuna valenza libera che serva di anello di congiunzione. Ma nel caso di atomi polivalenti le catene possono essere più lunghe.

Così, per esempio, nell'acido clorico $HClO^3$ si ha la catena



cioè ciascun atomo di ossigeno ha una valenza saturata da quella dell'atomo vicino e i due estremi hanno, l'uno una valenza saturata da un atomo di idrogeno, e l'altro una valenza saturata da un atomo di cloro.

Nel clorato potassico $KClO^3$ si ha la medesima catena, cioè



colla sola differenza che vi è un atomo di potassio al luogo dell'atomo dell'idrogeno.

Così pure possono formare catena gli atomi bivalenti del solfo, selenio ecc.; quelli trivalenti dell'azoto,

del fosforo ecc. Ma le catene di questi atomi non sono molto lunghe.

Il carbonio quadrivalente è il corpo, i cui atomi si dimostrano più atti a formare catene lunghe. Di qui l'immenso numero di composti tutti carburati della chimica organica, la quale si può definire la *Chimica del carbonio.*

§ 6.

Nomenclatura chimica.

55. Acidi. — Se si versa in un bicchier d'acqua qualche goccia del composto HCl detto acido cloridrico e poi si mette una goccia di tale soluzione sulla lingua, si sente un sapore acido simile a quello dell'aceto e del sugo di limone. Se poi s'immerge nella detta soluzione un pezzo di carta tinta in azzurro con tintura di viole o con quella di tornasole (1), si vede la carta divenire rossa. Lo stesso avviene versando nell'acqua dell'acido nitrico o solforico.

I composti, che godono di tali caratteri, diconsi *acidi.* Però tal nome comprende anche dei composti i quali versati nell'acqua non presenterebbero i detti fenomeni, perchè non sono solubili in essa, ma che hanno costituzione chimica analoga, siccome vedremo.

56. Basi. — Se si mette un pezzo di una sostanza chiamata potassa caustica (KHO) in un bicchiere d'acqua e poi si pone una goccia della soluzione risultante sulla lingua, si sente un bruciore particolare, che dicesi sapore caustico. Se nella soluzione si immerge la carta di tornasole arrossata da un acido, la si vede ripigliare il color azzurro. Se nella stessa soluzione si immerge un pezzo di carta tinta in giallo con tintura

(1) Il tornasole è una materia colorante che si estrae da varii licheni; specialmente dalla *Variolaria Oreina.*

di curcuma (materia colorante gialla che si estrae dalla radice di curcuma), essa piglia color rosso, e un pezzo di carta tinta in azzurro, con tintura di tornasole, piglia color verde. Lo stesso avviene mettendo nell'acqua dell'idrato sodico o soda (NaHO), o dell'idrato calcico o calce spenta $Ca'\begin{cases}H'O''\\H'O''\end{cases}$

I composti che presentano tali caratteri diconsi *basi*. Però tal nome comprende anche altri composti, che senza presentare gli stessi fenomeni hanno un carattere chimico comune con quelli, siccome vedremo in seguito.

57. Composti neutri. — I composti che non hanno i caratteri degli acidi nè delle basi diconsi *neutri*.

58. Elementi elettro-positivi ed elementi elettro-negativi. — Abbiamo già veduto, che l'acqua acidula sotto l'influenza di una corrente elettrica viene decomposta; uno de'suoi elementi, cioè l'ossigeno, si sviluppa al polo detto positivo, l'altro, cioè l'idrogeno, si sviluppa al polo detto negativo.

Parimenti se si fa attraversare una soluzione di solfato di rame ($CuSO^4$) nell'acqua, dalla corrente elettrica, il rame metallico si deposita sull'elettrodo negativo, mentre arriva all' elettrodo positivo dell'ossigeno che si sviluppa, ed il composto SO^3, detto anidride solforica, che combinandosi coll' acqua H^2O forma dell'acido solforico $SO^3+H^2O=H^2SO^4$.

69. — In generale, allorchè si fa attraversare un corpo composto, disciolto in un liquido ovvero fuso dal calore da una corrente elettrica, esso viene decomposto; una parte de'suoi componenti si porta all'elettrodo positivo, e l'altra all'elettrodo negativo. Gli elementi, che si portano all'elettrodo positivo, si dicono *elettro-negativi*, e viceversa gli elementi, che si portano all'elettrodo negativo, si dicono *elettro-positivi ;* perchè

i corpi, che hanno tensione elettrica contraria, tendono ad avvicinarsi; e viceversa quelli, che hanno tensione elettrica omologa, tendono ad allontanarsi.

59. Metalli e metalloidi. — Fra i corpi semplici alcuni, come l'oro, l'argento, il rame, il mercurio, lo stagno ecc., riflettono la luce e perciò presentano una lucentezza particolare, sono buoni conduttori del calore e dell'elettricità, hanno una grande densità, e sono in generale elettro-positivi nelle combinazioni chimiche. Questi furono chiamati *metalli*. Altri invece, come il solfo, il fosforo, il carbonio, l'azoto, l'ossigeno ecc. non hanno lucentezza, non sono buoni conduttori del calore e dell'elettricità, hanno una piccola densità, e sono elettro-negativi nelle combinazioni chimiche. Per distinguerli dai primi, questi si sono detti *metalloidi*.

Però l'accennata distinzione dei corpi semplici in metalli e metalloidi non è assoluta, ma solo relativa; poichè, siccome la natura in tutte le sue manifestazioni non procede mai a salti, ma per gradazioni, anche i corpi semplici non formano realmente che una serie continua di unità distinte l'una dall'altra per modificazione continua, ma lenta, dei loro caratteri, e l'accennata distinzione non esprime che le proprietà opposte dei due estremi di questa serie. Infatti vi sono corpi, quali l'antimonio ed il bismuto, per esempio, che per le loro proprietà chimiche vengono ancora annoverati tra i metalloidi, mentre per loro splendore, densità ecc., appartengono già ai metalli.

60. Nomi dei corpi semplici. — Gli elementi della nomenclatura chimica sono i nomi dei corpi semplici, che sono segnati nella tabella pag. 9. Fra questi, alcuni, quali il ferro, il rame, l'argento, l'oro ecc., conosciuti dagli antichi, ricevettero da essi il nome che hanno. Gli altri scoperti in seguito furono

nominati con vocaboli tolti in gran parte dal greco, esprimenti qualcuna delle loro proprietà notevoli. Così la parola *fosforo* viene dal greco (φῶσ luce, φέρω io porto) e significa apportatore di luce. Il nome *bromo*, viene dal greco βρῶμος che significa cattivo odore, qualità caratteristica di questo corpo; il nome *iodo* viene dal greco ιοειδής, che significa violaceo, perchè esso anche alla temperatura ordinaria emana dei vapori di un bel color violaceo. *Cloro* viene dal greco χλωρός, che vuol dire verde, a causa del color verde di questo gas. Così pure nitrogeno, significa generatore del nitro. Questo corpo viene anche detto azoto da α particella privativa e ζοον animale, perchè si trova nell'aria coll'ossigeno, ma è inetto alla respirazione e quindi alla vita degli animali. Idrogeno significa generatore dell'acqua (ὕδορ, acqua; γεννάω, io genero); ossigeno vuol dire generatore degli acidi, (da ὀξύς acido e γεννάω).

61. Nomi dei composti binarii. — Un corpo composto di cloro e ferro si dice cloruro di ferro o cloruro ferrico, un corpo composto di solfo e rame si dice solfuro di rame o solfuro ramico. In generale, si forma il nome di un composto binario, dando la desinenza in *uro* al nome dell'elemento elettro-negativo, il quale indica il genere del composto, e facendo seguire tale desinenza dal nome dell'elemento elettro-positivo, il quale indica la specie.

Di più si dice:

Monocloruro o protocloruro di potassio, il composto		KCl
Bicloruro di mercurio	»	$Hg^{II}Cl^{2}$
Tricloruro d'oro	»	$Au^{III}Cl^{3}$
Tetracloruro o quadricloruro di carbonio	»	$C^{IV}Cl^{4}$
Pentacloruro di antimonio	»	$Sb^{V}Bl^{5}$

cioè si esprime il numero degli atomi, che compongono la molecola di un composto colle particelle

mono o *proto*, *bi*, *tri*, *quadri*, *penta* ecc., che si premettono al nome del composto.

Il composto Fe^2S^3 si dice sesquisolfuro di ferro, cioè in generale si fa precedere la particella *sesqui* al nome del composto binario quando gli atomi sono nel rapporto di 2 a 3.

Lo stagno forma col solfo i 2 composti SnS, SnS^2, il primo dei quali si dirà, secondo le regole predette, monosolfuro e il secondo bisolfuro di stagno. Or bene, questo secondo composto, nel quale la quantità del solfo è massima, si dice anche persolfuro di stagno; cioè in generale si usa la preposizione *per*, quando si vuole indicare un composto, che contiene la massima quantità di un componente.

62. Prima eccezione. — Composti binarii idrogenati. — I composti binarii idrogenati pigliano dei nomi, che fanno eccezione alle regole precedenti. Questi composti possono essere acidi, o neutri.

1° Caso. Il composto HCl dicesi acido cloridrico
» HBr » bromidrico

cioè quando i composti binarii sono acidi, si dà loro questo nome facendolo seguire dal nome dell'elemento elettro-negativo (cloro, bromo ecc.) terminato in *idrico*. Però i detti acidi si dicono pure idroclorico, e idrobromico; cioè si fa seguire la parola *idro* dal nome del corpo elettro-negativo terminato in *ico*.

2° Caso. Il composto idrogenato neutro CH^4 si dice carburo d'idrogeno od anche idrogeno carbonato; cioè quando i composti idrogenati sono neutri, o si forma il loro nome colla desinenza in *uro* secondo la regola generale, ovvero si fa seguire la parola *idrogeno* dal nome dell'altro elemento terminato in *ato*.

63. Seconda eccezione. — Combinazione dei metalli fra loro. — Le combinazioni dei metalli fra loro si dicono *leghe*. Alcune di queste hanno nome

speciale. Così si dice bronzo una lega di stagno e rame; ottone una lega di zinco e rame. Le leghe dei metalli col mercurio pigliano il nome particolare di amalgame.

64. Terza eccezione. — Composti ossigenati. — Il composto K^2O invece di dirsi ossigenuro di potassio, secondo la regola precedentemente stabilita, si dice *ossido* di potassio; CuO si dice *ossido* di rame. In generale i composti dei metalli coll'ossigeno si dicono ossidi e si fa seguire questo nome, che indica il genere, da quello dell'elemento combinato coll'ossigeno che indica la specie.

Di più si dice:

Protossido di potassio	il composto	K'^2O (1)
» di rame	»	$Cu''O$
» di mercurio	»	$Hg''O$
» di manganese	»	$Mn''O$
Biossido di manganese	»	$Mn''O^2$ (2)
» di bario	»	$Ba''O^2$
Triossido d'arsenico	»	As'''^2O^3
Quadriossido d'antimonio	»	Sb^2O^4
Pentossido d'arsenico	»	As^2O^5

cioè si usano cogli ossidi le particelle *mono* o *proto*, *bi*, *tri* ecc., per indicare le diverse proporzioni dell'ossigeno, siccome si fa cogli altri composti binarii.

65. — Di più i composti Hg^2O, Cu^2O relativamente meno ricchi di ossigeno dei protossidi HgO, CuO si dicono *sottossidi*. E dei due composti H^2O, H^2O^2 che l'ossigeno forma coll'idrogeno, il più ricco di ossigeno H^2O^2 si dice anche *perossido* di idrogeno.

66. — Qualche chimico usa anche distinguere i due ossidi Cu^2O, ~~Cu^2O~~ CuO che il rame forma coll'ossigeno, chia-

(1) Essendo il potassio monovalente, si richieggono due atomi di questo elemento per saturare un atomo di ossigeno bivalente.

(2) L'esistenza di questi composti secondo la teoria delle valenze è stata spiegata nel n. 54.

mando *ramoso* il primo relativamente meno ricco di ossigeno e *ramico* il secondo relativamente più ricco di ossigeno. Parimenti dicono ossido *stannoso* il composto SnO e ossido *stannico* il composto SnO^2. Cioè si distinguono anche due ossidi, dando la desinenza in *oso* al meno ricco di ossigeno e la desinenza in *ico* al più ricco di ossigeno.

67. Quarta eccezione. — Anidridi. — I composti SO^2, SO^3, N^2O^3, N^2O^5 ecc., dell'ossigeno col solfo, nitrogeno, ecc., godono della proprietà particolare di combinarsi avidamente coll'acqua per formare quei composti che si dicono acidi.

Così: $SO^2 + H^2O = H^2SO^3$ (acido solforoso)
$SO^3 + H^2O = H^2SO^4$ (acido solforico)
$N^2O^3 + H^2O = 2HNO^2$ (acido nitroso 2 molecole)
$N^2O^5 + H^2O = 2HNO^3$ (acido nitrico 2 molecole).

I composti binarii SO^2, SO^3, N^2O^3, N^2O^5, i quali godono dell'accennata proprietà, diconsi *anidridi* od acidi *anidri*, cioè senza acqua (α particella privativa, ὕδωρ acqua). E per distinguere le due anidridi SO^2, SO^3 che l'ossigeno forma col solfo, quella (SO^2) meno ricca di ossigeno dicesi anidride solforosa, e quella (SO^3) più ricca di ossigeno dicesi anidride solforica. Cioè si dà la desinenza in *oso* all'anidride meno ricca di ossigeno, e la desinenza in *ico* a quella più ricca.

Così pure N^2O^3 è l'anidride nitrosa, N^2O^5 l'anidride nitrica. Il silicio Si'' quadrivalente forma coll'ossigeno una sola anidride SiO^2, che si dice anidride silicica. Essa costituisce la silice.

68. — Il cloro forma coll'ossigeno 4 anidridi, che sono:

Anidride	ipoclorosa	Cl^2O
»	clorosa	Cl^2O^3
»	clorica	Cl^2O^5
»	perclorica	Cl^2O^7

ove si vede che si indica un'anidride (Cl^2O) meno ricca di ossigeno di quella chiamata clorosa (Cl^2O^3) colla preposizione *ipo* che significa sotto; e si indica un'anidride (Cl^2O^7) più ricca di quella chiamata clorica (Cl^2O^5) colla preposizione *per*.

69. — Nella nomenclatura antica non si faceva differenza fra anidride ed acido, credendosi che quello, che dai chimici moderni si dice anidride SO^2, SO^3, fosse il vero acido, e che quello che i chimici moderni chiamano acido $SO^2 + H^2O = H^2SO^3, SO^3 + H^2O = H^2SO^4$, ecc., fosse una dissoluzione acquosa dell'acido SO^2, SO^3, come si è già osservato (n° 42).

Ma in questa teoria vi sono due errori, cioè: 1° la confusione teorica dell'anidride coll'acido; 2° la distinzione grafica della formola dell'acqua dalla formola dell'anidride nella formola dell'acido.

70. Composti ternari. — Idrati, acidi, sali. — 1° *Idrati.* Il potassio K monovalente posto a contatto dell' acqua H^2O sostituisce un atomo monovalente di idrogeno in questa e forma il composto ternario HKO detto *idrato* potassico o potassa. La reazione è espressa dalla seguente eguaglianza:



$$H^2O + K = HKO + H.$$

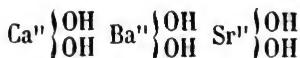
Col sodio Na si ha reazione analoga:



$$H^2O + Na = HNaO + H.$$

Il composto ternario HNaO si dice *idrato* sodico o soda. Con tale denominazione di *idrato* si vuole rammentare il rapporto che tali ossidi hanno coll'acqua, potendosi considerare siccome derivati da essa per la sostituzione di un atomo di potassio o di sodio ad un atomo di idrogeno in una molecola d'acqua. Agli idrati dei metalli monovalenti potassio e sodio, corrispondono

i seguenti idrati dei metalli bivalenti, calcio, bario, strontio:



$$Ca''\begin{cases}OH\\OH\end{cases}\quad Ba''\begin{cases}OH\\OH\end{cases}\quad Sr''\begin{cases}OH\\OH\end{cases}$$

i quali idrati derivano dalla sostituzione di un atomo di calcio, bario, strontio, a 2 atomi di idrogeno di due molecole d'acqua.

Nel caso di un atomo trivalente, per es., del bismuto la formola dell'idrato è $Bi'''\begin{cases}OH\\OH\\OH\end{cases}$ cioè l'idrato di bismuto risulta dalla sostituzione di un atomo trivalente di bismuto a 3 atomi di idrogeno di 3 molecole d'acqua.

Come gli acidi risultano dalla combinazione delle anidridi corrispondenti coll'acqua (n° 61), così pure gli idrati possono essere considerati siccome il risultato della combinazione degli ossidi corrispondenti coll'acqua. Così si ha per l'idrato potassico:



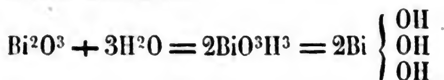
$$K^2O + H^2O = 2KHO.$$

Per l'idrato calcico:



$$CaO + H^2O = CaH^2O^2 = Ca\begin{cases}OH\\OH\end{cases}$$

Per l'idrato bismutico:



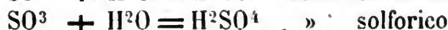
$$Bi^2O^3 + 3H^2O = 2BiO^3H^3 = 2Bi\begin{cases}OH\\OH\\OH\end{cases}$$

Il gruppo monovalente OH, che ricorre in tutte queste formole, si dice *ossidrile*. Quindi si dirà, che l'idrato del potassio risulta dalla combinazione di 1 atomo di potassio con un ossidrile; quello del calcio risulta dalla combinazione di un atomo bivalente di calcio con 2 ossidrili; che l'idrato bismutico risulta dalla combinazione di 1 atomo trivalente di bismuto con 3 ossidrili ecc.

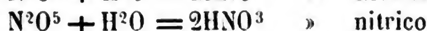
71. — L'idrato di potassio, nel quale vi è un solo ossidrile, si dice *monobasico;* quello di bario, che contiene 2 ossidrili, si dice *bibasico*, quello di bismuto che ne contiene 3, si dice *tribasico*. In generale un idrato è detto *polibasico*, allorchè contiene più volte il gruppo HO. Il numero di questi ossidrili ne determina la basicità.

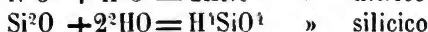
72. — 2° *Acidi*. Abbiamo già veduto (n° 67) che i composti binari SO^2, SO^3, N^2O^3, N^2O^5, SiO^2 ecc., detti anidridi, hanno la proprietà di combinarsi avidamente coll'acqua per formare i composti ternari qui indicati colle loro formole e coi loro nomi:


$SO^2 + H^2O = H^2SO^3$ acido solforoso


$SO^3 + H^2O = H^2SO^4$ » solforico


$N^2O^3 + H^2O = 2HNO^2$ » nitroso


$N^2O^5 + H^2O = 2HNO^3$ » nitrico


$Si^2O + 2^2HO = H^4SiO^4$ » silicico


$Cl^2O + H^2O = 2HClO$ » ipocloroso


$Cl^2O^3 + H^2O = 2HClO^2$ » cloroso


$Cl^2O^5 + H^2O = 2HClO^3$ » clorico


$Cl^2O^7 + H^2O = 2HClO^4$ » perclorico.

Si vede dai riferiti esempi, che si forma il nome di un acido ternario ossigenato, facendo seguire la parola *acido* dal nome dell'anidride corrispondente.

73. — *Carattere chimico degli acidi*. Versando acido solforico sullo zinco, si manifesta una viva effervescenza, dovuta allo sviluppo di idrogeno. Lo stesso avviene coll' acido cloridrico. Le reazioni sono indicate dalle seguenti eguaglianze:


$$Zn'' + H^2SO^4 = Zn''SO^4 + H^2$$


$$Zn'' + 2HCl = Zn''Cl^2 + H^2$$

cioè un atomo bivalente di zinco piglia il posto di 2 atomi monovalenti d'idrogeno dell'acido, i quali vengono messi in libertà.

Gli stessi acidi in contatto coll' ossido di calcio danno le seguenti reazioni:



$$CaO + H^2SO^4 = CaSO^4 + H^2O$$



$$CaO + 2HCl = CaCl^2 + H^2O$$

le quali sono analoghe a quelle date dallo zinco.

Gli stessi acidi in contatto coll'idrato potassico danno le reazioni seguenti:



$$KHO + H^2SO^4 = KHSO^4 + H^2O$$



$$KHO + HCl \quad = KCl + H^2O.$$

L'atomo del potassio essendo monovalente sostituisce solo un atomo di idrogeno.

E finalmente gli stessi acidi in contatto col solfuro di ferro FeS danno le seguenti reazioni analoghe:



$$FeS + H^2SO^4 = FeSO^4 + H^2S$$



$$Fe\,S + 2HCl \quad = FeCl^2 + H^2S.$$

L'atomo del solfo essendo bivalente sostituisce 2 atomi d'idrogeno.

Nei quali esempi si vede, che dalla reazione dei due acidi con un metallo Zn nasce idrogeno, con gli ossidi e gli idrati nasce acqua e coi solfuri nasce idrogeno solforato (H^2S) e che questo svolgimento è sempre conseguenza della sostituzione del metallo all'idrogeno dell'acido. Lo stesso avviene con qualunque acido, e questo è appunto il carattere chimico dei composti detti acidi, i quali si definiscono dai chimici moderni: *corpi che contengono idrogeno sostituibile dai metalli.*

74. — Però versando acido solforico sul piombo, non si manifesta azione chimica, e così pure versando l'acido cloridrico sul piombo o sull'argento metallico. E vi sono pure dei composti metallici, i quali collocati in presenza degli acidi non manifestano azione chimica. Ma tra i composti metallici vi sono due classi di corpi, che presentano sempre il fenomeno della sostituzione del metallo all'idrogeno dell'acido, quando

vengono a contatto con esso. Questi sono gli ossidi (n° 64) e gli idrati metallici (n° 70). Quindi un acido si riconosce facilmente, ponendolo a contatto con un ossido o con un idrato metallico.

Per il loro modo di comportarsi cogli acidi, gli ossidi e gli idrati metallici pigliano il nome comune di *basi*. Però tale nome comprende anche l' ammoniaca AzH^3, o meglio la soluzione acquosa di questo composto, che si comporta come una base, cioè restituisce il colore azzurro alla carta di laccamuffa arrossata dagli acidi e combinandosi con questi toglie loro il sapore acido e la proprietà di arrossare la carta tinta colla laccamuffa.

75. — Dalle cose dette risulta, che è veramente l'idrogeno il generatore degli acidi, e non l'ossigeno siccome si credeva quando si creò la parola *ossigeno*, che significa *generatore degli acidi*. Tutti gli acidi contengono idrogeno, ma non tutti contengono ossigeno. Gli acidi binarii cloridrico HCl, bromidrico HBr, iodidrico HI, fluoridrico HF, ne sono privi.

76. — Però non sempre tutto l'idrogeno di un acido può essere sostituito da un metallo. Così nell'acido ipofosforoso H^3PO^2 uno solo degli atomi di idrogeno è sostituibile dai metalli; mentre nell'acido fosforoso H^3PO^3 ve ne sono due, e nell'acido fosforico H^3PO^4 lo sono tutti e tre, e nell'acido pirofosforico $H^4P^2O^7$ lo sono tutti quattro.

Gli acidi HCl, HNO^3, H^3PO^2 ecc., i quali contengono un solo atomo d'idrogeno sostituibile dai metalli, diconsi *monobasici*.

Gli acidi	H^2CO^3	carbonico
	H^2SO^3	solforoso
	H^2SO^4	solforico
	H^3PO^3	fosforoso

i quali ne contengono 2, diconsi *bibasici*.

L'acido fosforico H^3PO^4, che ne contiene 3, dicesi *tribasico.*

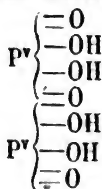
Finalmente l'acido pirofosforico $H^4P^2O^7$ che ne contiene 4 è *quadribasico.* Così pure l'acido silicico H^4SiO^4.

77. — I chimici moderni si danno ragione di queste differenze ammettendo che nell'acido ipofosforoso monobasico le 5 valenze del fosforo pentavalente siano così saturate: $P^v \left\{ \begin{array}{l} = \; =O \\ - \; -OH \\ - \; -H \\ - \; -H \end{array} \right.$ cioè due da un atomo di ossigeno bivalente, due da 2 atomi monovalenti di idrogeno, ed una dal gruppo monovalente OH chiamato ossidrile (n° 70).

Nell'acido fosforoso bibasico si ha la seguente saturazione: $P^v \left\{ \begin{array}{l} = \; =O \\ - \; -OH \\ - \; -OH \\ - \; -H \end{array} \right.$ cioè vi sono due ossidrili.

Nell'acido fosforico tribasico vi sono 3 ossidrili, siccome dimostra la formola: $P^v \left\{ \begin{array}{l} = \; =O \\ - \; -OH \\ - \; -OH \\ - \; -OH \end{array} \right.$

Finalmente nell'acido pirofosforico quadribasico vi sono 4 ossidrili, siccome dimostra la formola:



e così pure l'acido silicico: $Si^{IV} \left\{ \begin{array}{l} - \; OH \\ - \; OH \\ - \; OH \\ - \; OH \end{array} \right.$

Ove si vede che la basicità di un acido dipende dal numero degli ossidrili che contiene, come si è già visto per gli idrati (n° 70).

78. — Finalmente gli acidi ternari nitrico (HNO^3) solforico (H^2SO^4) ecc., i quali contengono ossigeno, diconsi acidi *amfidi*, od anche ossiacidi; mentre gli acidi cloridrico (HCl), bromidrico (HBr), iodidrico (HI), fluoridrico (HF), i quali non contengono ossigeno, furono detti da Berzelius acidi *aloidi*, perchè derivano dai corpi detti alogeni, cloro, iodio, bromo, fluore. Questi acidi diconsi anche *idracidi* cioè idrogenati, ma impropriamente, perchè anche gli acidi ossigenati contengono idrogeno e quindi sono pure *idracidi*.

79. — Abbiamo già veduto (n° 55) che la carta tinta in azzurro colla laccamuffa o tintura di tornasole diviene rossa, quando viene immersa nell'acqua che contiene un acido solubile in questa. Nella laccamuffa vi è un acido, l'acido litmico, che combinato col calcio costituisce un sale, detto litmato di calcio, di colore azzurro. Invece l'acido litmico ha colore rosso, perciò quando esso viene messo in libertà da un acido più energico, la carta tinta colla laccamuffa acquista colore rosso. E viceversa, posta questa carta arrossata da un acido in contatto con la potassa, la soda, l'ammoniaca, viene neutralizzato l'acido più energico che aveva messo in libertà l'acido litmico, e questo forma nuovamente il litmato di calcio di colore azzurro. Ma questa reazione ha luogo solo per gli acidi solubili nell'acqua; inoltre una tale sperienza può indurre in errore nel giudizio di un acido, perchè l'acido della laccamuffa potrebbe venire messo in libertà per altra causa che per la presenza di un acido più energico.

80. — *Sali.* I composti $Zn''SO^4$, $Ca''SO^4$, $KHSO^4$, $FeSO^4$, $ZnCl^2$, $CaCl^2$, KCl, $FeCl^2$, i quali si ottengono

(nº 73) sostituendo l'idrogeno di un acido con un metallo, si dicono *sali*.

I sali binarii $ZaCl^2$, KCl ecc. si denominano cloruri di zinco e di potassio, cioé pigliano la desinenza in *uro* secondo le regole dei composti binarii (nº 61). I sali ternarii $ZnSO^4$, $CaSO^4$, $KHSO^4$, $FeSO^4$, che provengono dall'acido solforico, si dicono *solfati* di zinco, di calcio, di potassio, di ferro.

Invece i sali ternarii $ZnSO^3$, $CaSO^3$, $KHSO^3$, $FeSO^3$, i quali provengono dall'acido solforoso H^2SO^3, diconsi solfiti di zinco, di calcio, di potassio, di ferro.

Così ancora l'acido ipofosforoso H^3PO^2 dà col potassio il composto KHP^2O^2, che si dice ipofosfito potassico.

Da questi esempi si vede, che nella nomenclatura dei sali ossigenati ternari: 1º Il nome dell'acido indica il genere e quellò del metallo sostituito all'idrogeno dell'acido indica la specie; 2º Se il nome dell'acido termina in *ico*, quello del sale termina in *ato*, e se il nome dell'acido termina in *oso*, quello del sale termina in *ito*.

81. — Quindi si vede, che fra acido e sale vi è solo la differenza che questo contiene uno o più atomi di un metallo al posto di uno o più atomi d'idrogeno di quello. Cosicchè gli acidi si possono chiamare sali d'idrogeno. Così l'acido solforico H^2SO^4 potrebbe dirsi solfato d'idrogeno od idrico, l'acido cloridrico HCl potrebbe appellarsi cloruro d'idrogeno, considerando l'idrogeno come un metallo, di cui veramente possiede molte proprietà e forse le possederebbe tutte, se potesse venire solidificato, invece che è gazoso all'ordinaria temperatura. Ma se l'idrogeno è un metallo, non vi è più ragione per distinguere gli acidi dai sali; e veramente tale distinzione è sistematica anzichè scientifica, e si può ritenere siccome provvisoria e destinata

a sparire. Quindi il nome di *sale* è assai più generale e comprende perciò anche gli acidi, i quali sono *sali* d'idrogeno, a cui fu dato il nome particolare di *acidi.*

82. — Sostituendo l'idrogeno di un acido monobasico (n° 76) come, per esempio, l'acido nitrico HNO^3 col potassio K, si ha un sale KNO^3, nel quale non vi è più alcun atomo d'idrogeno sostituibile. Così pure l'acido acetico $HC^2H^3O^2$, contenendo un solo atomo di H sostituibile, darà solo un sale $KC^2H^3O^2$. Questi sali diconsi neutri. Invece l'acido solforico H^2SO^4, contenendo 2 atomi d'idrogeno sostituibili, darà col potassio, il cui atomo è solo capace di sostituire un atomo d'idrogeno, i due sali $KHSO^4$, K^2SO^4, il primo dei quali contenendo ancora un atomo di idrogeno sostituibile ha ancora le proprietà degli acidi e perciò dicesi solfato potassico acido, il secondo invece non avendo più idrogeno sostituibile non ha più proprietà acide e perciò dicesi solfato potassico neutro.

I metalli il cui atomo, come il potassio, non sostituisce che un atomo d'idrogeno possono dare coll'acido solforico, il quale contiene 2 atomi di idrogeno sostituibile, due sali, uno acido e l'altro neutro.

I metalli invece, i quali come lo zinco, il rame, il calcio, sostituiscono 2 atomi d'idrogeno, combinandosi con un acido il quale contiene solo 2 atomi di idrogeno sostituibile, li sostituiranno ambidue e perciò daranno un sale neutro.

L'acido fosforico, H^3PO^4 il quale contiene 3 atomi d'idrogeno sostituibile, potrebbe dare col potassio 2 sali acidi KH^2PO^4, K^2HPO^4 e un sale neutro K^3PO^4.

Se si trattasse di un metallo bivalente, per esempio, Ca'', allora il fosfato neutro ha la formola $Ca^3(PO^4)^2$. Infatti il gruppo $(PO^4)^2$ dispone di 6 valenze, (poichè $P^vO''^4$ dispone di 3 valenze), che sono saturate da Ca''^3.

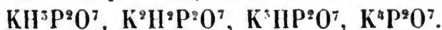
Se il metallo fosse trivalente, allora la formola generale dei fosfati neutri sarebbe



$$M'''PO^4$$

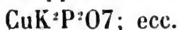
ove M rappresenta un atomo trivalente.

L'acido pirofosforico H^4P^2O7 che contiene 4 atomi di idrogeno sostituibili dai metalli può dare 4 serie differenti di sali, 3 di sali acidi e una serie di sali neutri. Così col potassio, dà i 4 sali



$$KH^3P^2O^7,\ K^2H^2P^2O^7,\ K^3HP^2O^7,\ K^4P^2O^7.$$

A sostituire i quattro atomi di idrogeno possono intervenire diversi metalli; per esempio, un atomo di un metallo monovalente con un atomo di un metallo trivalente; due atomi di un metallo monovalente con un atomo di un metallo bivalente, come, per esempio, nel pirofosfato doppio di rame e sodio



$$CuK^2P^2O7;\ ecc.$$

83. Composti che contengono più di 3 elementi. — I nomi dei composti, che contengono più di 3 elementi, si formano per mezzo dei nomi dei composti binarii e ternarii da cui risultano.

CAPO II.

NOZIONI PARTICOLARI SU ALCUNI CORPI SEMPLICI E COMPOSTI.

§ 1.

Ossigeno.

84. Proprietà fisiche (1). — L'ossigeno è un gas permanente, insaporo, inodoro, incoloro, più pesante dell' aria, avendo per peso specifico rispetto a questa 1,105. È alquanto solubile nell'acqua, che ne discioglie alla temperatura ordinaria 0,046 del suo volume.

85. Proprietà chimiche. — Un candelino o stecchetto di legno, avente qualche punto in ignizione, introdotto nel gas ossigeno, si accende e brucia con vivissima luce. Un pezzo di fosforo, introdotto in un pallone pieno di questo gas, si accende e brucia con fiamma abbagliantissima; un pezzo di solfo acceso brucia con bella fiamma azzurrina; un pezzo di carbone acceso vi brucia con vivissima luce, ma senza fiamma; e una spirale di filo di ferro, alla cui estremità è applicato un pezzo di esca accesa, introdotta nel gas ossigeno si accende e brucia con vivissima luce e con tale innalzamento di temperatura da fondere l'ossido che si produce. L'ossigeno è il solo gas atto alla respirazione degli animali. Però la loro organizzazione è tale, che non possono respirarlo puro se non per breve tempo, perchè infiamma gli organi respiratorii.

86. *Combustione.* — I fenomeni ordinarii di combustione nell' aria (combustione del carbone, legna,

(1) Credo più razionale il fare precedere la esposizione delle proprietà fisiche e chimiche di un corpo e far seguire quella del suo stato naturale e della sua estrazione, che non il processo inverso, di dire dove si trovi e come si prepari un corpo prima di averlo fatto conoscere.

olio ecc.) non sono altro che combinazioni del carbonio e idrogeno di tali sostanze con l'ossigeno dell'aria con sviluppo di calore e luce. Bensì, nell'aria pura, il calore e la luce sono meno intensi che nell'ossigeno puro, perchè la combustione è più lenta, essendo l'ossigeno mescolato con $\frac{4}{5}$ di azoto, che non piglia parte alla combustione, ma se ne sta spettatore inerte.

In chimica si chiama combustione qualunque combinazione chimica, ancorachè non accompagnata da sviluppo di calore e luce; per es., l'ossidazione lenta del ferro nell'aria umida è una combustione. La combinazione dell'ossigeno coll'idrogeno e col carbonio del sangue degli animali è una combustione.

Ordinariamente si dicono combustibili quei corpi, che ponno bruciare, cioè combinarsi coll'ossigeno, sviluppando luce e calore, e si dice comburente l'ossigeno che alimenta la combustione. Questa distinzione non è però assoluta, ma solo relativa all'ambiente in cui noi viviamo; imperocchè se vivessimo in un'atmosfera di idrogeno, si potrebbe in essa accendere una corrente di gas ossigeno, che si combinerebbe coll'idrogeno, il quale sarebbe allora il corpo che alimenta la combustione dell'ossigeno cioè il corpo comburente, mentre l'ossigeno sarebbe il corpo che brucia cioè il combustibile. Il cloro sarebbe parimenti un corpo combustibile in un'atmosfera di idrogeno, perchè brucierebbe in esso con fiamma.

In un'atmosfera di cloro, l'idrogeno sarebbe il corpo combustibile e il cloro il corpo comburente.

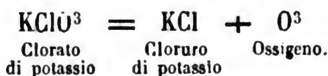
Dunque la distinzione dei corpi in comburenti e combustibili non ha valore assoluto, ma solo relativo, perchè i diversi gas possono a vicenda essere comburenti e combustibili.

87. Stato naturale. — L'ossigeno si trova nell'aria, che contiene: in volume $\frac{4}{5}$ circa d'azoto e $\frac{1}{5}$ di ossigeno; e in peso su 100 parti, circa 23 di ossigeno e 77 di azoto.

Si trova combinato coll'idrogeno nell'acqua, che ne contiene $\frac{8}{9}$ del suo peso; fa parte di tutti gli ossidi, di moltissimi sali e acidi; in combinazione col carbonio e coll'idrogeno forma la maggior parte delle sostanze organiche vegetali ed animali. Esso è perciò il più diffuso dei corpi semplici.

88. Estrazione. — Si potrebbe ricavare l'ossigeno dall' aria separandolo dall' azoto con cui è mescolato. Ma in pratica riesce più agevole preparare ossigeno, ricavandolo da' suoi composti. Tra gli altri si usa specialmente il clorato potassico, corpo bianco cristallino, che ha per formola $KClO^3$. È il sale che risulta dalla sostituzione di un atomo di potassio ad un atomo di idrogeno dell'acido clorico.

Si pone in una storta una certa quantità di questo sale. Riscaldando la storta esso dapprima fonde, poscia si scompone nel modo indicato dalla seguente eguaglianza:



$$KClO^3 = KCl + O^3$$

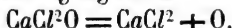
Clorato di potassio — Cloruro di potassio — Ossigeno.

L'ossigeno, che si svolge, viene condotto per mezzo di un tubo in una campanella o recipiente capovolto nell'acqua, nel quale si raccoglie. Rimane nella storta del cloruro potassico.

Per sviluppare in questo modo tutto l'ossigeno del clorato, si richiede una temperatura assai elevata, che potrebbe fondere la storta. Si evita questo inconveniente, ponendo nella storta insieme col clorato un poco di ossido di rame, ovvero di biossido di man-

ganese in polvere. Queste sostanze, colla sola loro presenza e senza subire alcuna decomposizione, determinano la decomposizione del clorato potassico a temperatura molto meno elevata. Questa azione chimica di presenza esercitata da un corpo senza subire alterazione chimica si dice *azione catalitica.*

89. — Vi è ancora un altro modo facile di preparare ossigeno. Nel commercio si conosce una sostanza chiamata cloruro di calce, che ha per formola $CaCl^3O$. Essa si scioglie facilmente nell'acqua; facendone una soluzione assai concentrata e filtrandola, coll'azione del calore si scompone in cloruro di calcio $CaCl^2$ solubilissimo nell'acqua, ed in ossigeno O, siccome è espresso da questa eguaglianza:



$$CaCl^2O = CaCl^2 + O.$$

Si agevola la reazione aggiungendo alla soluzione del nitrato di cobalto, il quale non piglia parte alla reazione, ma solo la rende più facile.

Questo metodo di estrazione dell'ossigeno può essere seguito con vantaggio, perchè il cloruro di calce si trova in commercio assai a buon prezzo.

90. — Si può facilmente calcolare la quantità di ossigeno, che si può ottenere da un dato peso, p. es., 30 gr.mi di clorato potassico. Perciò si osservi, che nella molecola $KClO^3$ del clorato potassico vi sono i pesi seguenti:

K	—	39
Cl	—	35,5
O^3	—	48
$KClO^3$	—	122,5

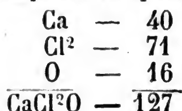
Ora se in 122,5 parti di clorato potassico ve ne sono 48 di ossigeno, in 30 ve ne saranno

$$\frac{122,5}{48} = \frac{30}{x}$$

$$x = \frac{48 \times 30}{122,5} = 11,75$$

dunque 30 grammi di clorato potassico danno 11,75 gr., di ossigeno.

Parimenti per sapere quanto ossigeno si può ottenere con una data quantità, per es., 100 grammi di cloruro di calce, si cerchi la composizione ponderale di questo composto la quale è:



Ca	—	40
Cl^2	—	71
O	—	16
$CaCl^2O$	—	127

Dunque in 127 parti di cloruro ve ne sono 16 di ossigeno; perciò in 100 grammi di cloruro vi sarà:

$$\frac{127}{16} = \frac{100}{x}$$

$$x = \frac{16 \times 100}{127} = 12{,}58 \text{ grammi di ossigeno.}$$

91. Stato allotropico dell'ossigeno. Ozono. — Facendo attraversare l'ossigeno contenuto in un recipiente da scariche elettriche deboli, per modo che la sua temperatura non arrivi ai 240°, una parte di esso acquista delle nuove proprietà, cioè un odore particolare che rammenta quello del fosforo, si combina coi metalli, mercurio, argento ecc., alla temperatura ordinaria, mentre l'ossigeno ordinario non si combina con essi che a temperatura elevata. L' ossigeno così modificato fu detto *ozono* da Schoenbein. Esso viene distrutto e ridotto in ossigeno ordinario da una temperatura di 240°. Perciò le scariche elettriche che lo producono debbono esser deboli. Si ottiene pure ozono decomponendo l'acqua colla corrente elettrica. Si sviluppa ancora ozono nella combustione lenta del fosforo, dell'essenza di trementina esposto all'aria e nella vegetazione delle piante. Ma il primo metodo delle scariche elettriche oscure dà risultati migliori e più abbondanti.

Per spiegare i fenomeni che presenta l'ozono, i chimici ammettono che la molecola dell'ozono è O^3 cioè formata da tre atomi, mentre la molecola dell'ossigeno ordinario è O^2 cioè è formata di due atomi.

§ 2.

Idrogeno.

$H = 1$.

92. Proprietà fisiche. — L'idrogeno è un gas insaporo, inodoro, incoloro, permanente, poichè venne già sottoposto alla pressione di 1000 atmosfere senza poterlo liquefare. È il più leggiero di tutti i gas, cioè 14 volte circa meno pesante di un pari volume d'aria. È poco solubile nell'acqua.

93. Proprietà chimiche. — L'idrogeno è inetto alla respirazione degli animali; però non è velenoso. Un fuscellino acceso introdotto in una campana contenente idrogeno si spegne, ma il gas stesso si accende e brucia combinandosi coll' ossigeno dell'aria. La sua fiamma è molto calorosa, ma poco luminosa e quasi senza colore. L'idrogeno bruciando dà la fiamma più calda di tutti i combustibili. Un gramma sviluppa 35000 calorie.

Allorchè si accende una corrente di gas idrogeno, che esce da un becco applicato ad una bottiglia, nella quale si sviluppa questo gas, bisogna avere cura di lasciare prima ben sviluppare tutta l'aria, permodochè nell'interno del recipiente non vi sia ossigeno, che formi con esso il miscuglio tonante (n° 5).

94. *Lampada di Dobereiner.* — Se si fa arrivare su di un piccolo pezzo di spugna di platino (platino poroso che si ottiene decomponendo col calore certi

composti di platino) una corrente di idrogeno, il platino diventa incandescente, e allora la corrente di gas idrogeno si accende. L'incandescenza del platino è dovuta al calore sviluppato dal gas idrogeno pel suo condensamento nei pori del platino. Su tale proprietà è fondato un accendilume a gas idrogeno detto *lampada di Dobereiner.*

95. *Armonica chimica.* — Se si applica con un turacciolo, un tubo di vetro terminato in punta, al collo di una bottiglia, nella quale si svolge gas idrogeno, si può accendere il gas idrogeno all'estremità del tubo. Facendo entrare tale fiammella di gas idrogeno in un tubo aperto alle due estremità, si sente un suono, che può rendersi a volontà più grave o più acuto, abbassando o sollevando il cilindro. Questo suono, è prodotto da vibrazioni della colonna d'aria del cilindro, dovute alla rapida e continua produzione e successiva condensazione di una certa quantità di vapor d'acqua.

96. *Luminosità di una fiamma.* — L'idrogeno brucia nell' aria con fiamma pochissimo luminosa. Però talvolta all'estremità di un piccolo tubo di vetro la fiamma dell'idrogeno appare gialla; il che proviene da minutissime particelle di vetro, che sono distaccate e rese incandescenti dal calore sviluppato dalla combustione dell'idrogeno.

In generale se due gas sono quelli che bruciano, e se il prodotto della combustione è pure un gas od un vapore, non si ha fiamma colorata.

Se in una fiamma di idrogeno si introduce un cono di calce si ottiene una luce il cui splendore cede solo a quello della luce elettrica. È questa la luce detta Drummond. Il professore Carlevaris ottiene anche una bella luce sostituendo alla calce il cloruro di magnesio.

Sono i materiali solidi, che quando si trovano nella fiamma la rendono luminosa. Facendo passare l'idrogeno a traverso la benzina (carburo d'idrogeno HC), questa si vaporizza e bruciando coll'idrogeno dà una fiamma risplendentissima, perchè la benzina HC si scompone in H+C, l'idrogeno brucia, e il carbonio corpo refrattario solido diviene incandescente, e rende luminosa la fiamma. Questa fiamma è luminosa quanto quella del gas da illuminazione, che è appunto un miscuglio di parecchi carburi di idrogeno, di idrogeno libero e di ossido di carbonio.

L'elevata temperatura e la presenza di un corpo solido sono i due elementi, che rendono la fiamma luminosa.

97. *Costituzione della fiamma.* — La fiamma non è altro che una colonna di gas incandescente.

Quando si accende una candela di cera, di stearina, di sevo, il calore riduce la materia grassa, di cui è impregnato lo stoppino, e la materia vegetale stessa di questo in gas, il quale si accende e brucia; il calore di questa combustione fa fondere superficialmente la materia solida sottostante della candela, che affluisce per capillarità nello stoppino, ove viene alla sua volta gaseificata e bruciata.

Similmente l'alcole e l'olio prima di bruciare si evaporano e si scompongono.

Così pure il solfo e il fosforo possono bruciare con fiamma, perchè si vaporizzano sotto l'influènza del riscaldamento.

Il legno si scompone in una parte carbonosa e in una parte gasosa, che accendendosi costituisce la fiamma.

Quei corpi, che non possono volatilizzarsi, non bruciano con fiamma. Così quando il ferro si ossida nell'ossigeno puro, diviene un globetto liquido rovente,

ma siccome a tale temperatura non può peranco volatilizzarsi, così non si ossida con fiamma.

In una fiamma si possono di leggieri distinguere tre parti; una parte interna senza luce e senza calore; una parte intermedia assai luminosa e poco calorosa; e una parte esterna poco luminosa e molto calorosa.

Nella parte interna oscura vi è la materia gasosa della fiamma incombusta per mancanza di ossigeno, che non può arrivare colà; quindi non vi è nè luce, nè calore. In questa zona la temperatura è abbastanza bassa, perchè il fosforo e la polvere da sparo, introdottivi con un cucchiaino di platino munito di coperchio a molla, od anche semplicemente con un filo metallico, possano mantenervisi senza infiammarsi.

La parte mediana è sede di una combustione imperfetta, per la quale moltissime particelle di carbonio non combuste si fanno incandescenti e luminose.

Queste finiscono per arrivare nella parte esteriore, dove per copioso accesso dell'aria avviene combustione perfetta dell'idrogeno e del carbonio, e quindi manca la luce, perchè non vi sono particelle di carbone incombuste e incandescenti, mentre viceversa vi è molto calore.

Nella zona esterna, ove vi è eccesso d'aria, la fiamma è ossidante, e si dice perciò *fuoco d'ossidazione.* Nella zona media, ove dominano l'idrogeno ed il carbonio imperfettamente combusti, la fiamma al contrario è disossidante, e si dice perciò *fuoco di riduzione.*

98. *Lampada di Davy.* — Sovrapponendo una reticella metallica ad una fiamma, essa ruba ai gas, che la costituiscono, il calore necessario per la loro combustione, epperciò essi attraversano la reticella incombusti e la fiamma resta smozzata. Si possono questi gas accendere al di sopra della reticella.

Viceversa se si sovrappone una rete metallica ad un

getto di gas, accostando un corpo acceso alla parte del getto superiore alla rete, il gas si accende, senza che la combustione si propaghi dall'altra parte della rete.

Su questa proprietà delle reti metalliche è fondata la lampada di sicurezza di Davy.

Nelle miniere di carbone fossile si svolge dell'acetene CH^4, o gas delle paludi, per le fessure del suolo e mescolandosi coll'aria forma un miscuglio tonante che costò la vita a migliaia d'operai, che si trovarono in questo gas coi lumi accesi. Davy applicò la proprietà delle reti metalliche alla costruzione di una lampada detta di sicurezza, perchè impedisce le esplosioni. Essa non è che una lampada ordinaria sormontata da un cilindro di rete metallica; quando la lampada è immersa nel miscuglio tonante, avvengono piccole esplosioni nell'interno della lampada, ma non potendo la fiamma attraversare la rete, la combustione non si propaga all'esterno. Però se l'operaio non fa presto a spegnere la fiamma interna, la rete si riscalda ed allora essa stessa accende il miscuglio esterno. Quindi è, che malgrado questa lampada, avvengono ancora sovente delle catastrofi nelle miniere di carbon fossile.

99. Stato naturale. — L'idrogeno non si trova mai libero in natura, ma sempre in combinazione con altri elementi. L'acqua ne contiene $\frac{1}{9}$ del suo peso; fa parte di tutti gli acidi, di tutti gli idrati, ed entra nella composizione di quasi tutte le sostanze organiche, tanto vegetali quanto animali.

100. Estrazione. — Pongasi in una bottiglia di vetro dei pezzi di zinco e vi si versi sopra acido solforico diluito con acqua. Tosto si veggono sollevarsi dall'acqua delle bolle di gas. Applicando al collo della

bottiglia un tubo affilato in punta e poi avvicinando una fiamma al gas che esce dalla punta, esso si accende e si ha sulla punta una fiamma.

Questo gas, che ha la proprietà di accendersi e bruciare nell'aria combinandosi coll'ossigeno di essa, dicesi gas idrogeno.

Il gas idrogeno, che così si sviluppa, è dovuto non già alla decomposizione dell'acqua, ma alla decomposizione dell'acido solforico mescolato con essa, cioè alla sostituzione dello zinco all'idrogeno dell'acido solforico nel modo indicato dalla seguente eguaglianza.



$$Zn'' + H^2SO^4 = Zn''SO^4 + H^2$$

il composto $Zn''SO^4$, che risulta dalla sostituzione dello zinco all'idrogeno dell'acido solforico, è il solfato di zinco. Però quest'idrogeno così ottenuto è impuro, perchè l'acido solforico del commercio è più o meno impuro, e così pure lo zinco, il quale contiene specialmente arsenico, che combinasi coll'idrogeno.

§ 3.

Acqua.



H^2O.

101. Proprietà fisiche. — L'acqua è un corpo, che si presenta in natura nei tre stati solido (ghiaccio, neve, grandine, brina), liquido (mari, fiumi) ed aeriforme (vapore acqueo dell'atmosfera). In tutti e tre questi stati è inodora, insapora, ed ha un colore leggermente turchino. Il colore azzurro del ghiaccio si vede guardando nelle fenditure dei ghiacciai. Le acque limpide e tranquille dei mari e dei laghi appaiono azzurrine. La famosa grotta di Capri è illuminata in turchino dalla luce emanata da un lago adiacente su cui si apre l'unico suo sbocco. Finalmente il colore azzurro

de' cieli è pur dovuto al vapor acqueo trasparente diffusa nell'atmosfera.

La temperatura del ghiaccio, che fonde sotto la pressione atmosferica, costituisce lo zero del termometro centigrado e ottantigrado; e la temperatura dell'acqua, che bolle sotto la pressione atmosferica, è segnata col numero 100 nella scala centigrada e col numero 80 nella scala ottantigrada.

L'acqua presenta il curioso ed importante fenomeno di avere un massimo di densità alla temperatura di $+4°$ centigradi

Questo fatto ha una grande importanza nell'economia della natura. Se il ghiaccio fosse più pesante dell'acqua liquida a 0°, nell'inverno si formerebbe alla superficie delle acque, che si raffreddano sino á 0°, un primo strato di ghiaccio, il quale discenderebbe al fondo; allora si formerebbe alla superficie un'altro strato di ghiaccio, che discenderebbe alla sua volta; e così di seguito. Di guisa che nell'inverno nei paesi freddi tutta l'acqua dei laghi e dei mari gelerebbe; sarebbe allora impossibile la vita vegetale ed animale in quelle acque, e di più nella state il disgelo sarebbe solo superficiale, perchè l'acqua riscaldata starebbe sopra il ghiaccio.

102. Proprietà chimiche. — Si è già visto (n° 1) che sottoponendo l'acqua acidula alla corrente elettrica si ottengono da essa due gas che, sono l'idrogeno e l'ossigeno. Questa sperienza della decomposizione dell'acqua colla corrente elettrica non è però tanto semplice, quanto appare. Quando si immergono nell'acqua pura gli elettrodi di una pila ordinaria, non si ha alcun fenomeno di decomposizione. Per averne indizio bisognerebbe adoperare una pila di 800 a 1000 elementi Bunsen. Ma se si mette nell'acqua qualche goccia di acido solforico H^2SO^4, allora con poche coppie di Bunsen

si ottiene idrogeno al polo negativo e ossigeno al polo positivo. Questo svolgimento avviene nel seguente modo: H^2, che è la parte elettro-positiva della molecola dell'acido solforico, si sviluppa al polo negativo, mentre al polo positivo si sviluppa il gruppo elettro-negativo SO^4, il quale però non è in equilibrio, ma si scinde in $SO^3 + O$; O si svolge dall' elettrodo positivo e l'anidride solforica SO^3 avidissima dell'acqua, vi si combina e ricostituisce l'acido solforico, essendo $SO^3 + H^2O = H^2SO^4$.

Come si vede, la decomposizione dell'acqua non è diretta, ma indiretta; l'ossigeno e l'idrogeno che si svolgono appartengono all'acqua, ma la corrente elettrica non decompone direttamente la molecola dell'acqua, bensì quella dell'acido solforico, i cui componenti alla loro volta decompongono l'acqua, la quale è quella che fa le spese e che viene mancando. Perciò dopo un certo svolgimento si trova, che il peso dell'acido solforico non ha variato, mentre quello dell'acqua è diminuito.

Nell'esperienza citata della decomposizione dell'acqua si raccolgono 2 volumi di idrogeno e uno di ossigeno. Dunque l'acqua si compone di due volumi d'idrogeno combinati con uno di ossigeno. Per avere la composizione ponderale, basta pesare due volumi eguali, l'uno di idrogeno e l'altro d'ossigeno. Si trova che il peso dell'ossigeno è 16 volte quello di un egual volume di idrogeno. Ora siccome nell'acqua vi sono 2 volumi di idrogeno con 1 di ossigeno, vi sarà il peso 2 di idrogeno col peso 16 di ossigeno. Dunque il rapporto dei pesi dell'idrogeno e dell'ossigeno nell'acqua è quello di 2 a 16 ovvero di 1 ad 8.

103. — Si è poi ancora cercato direttamente la composizione centesimale dell'acqua e si è trovato, che su 100 parti ve ne sono 88,88 di ossigeno e 11,11

di idrogeno. Ora $\frac{88,88}{11,11}=\frac{8}{1}$, che è il rapporto precedentemente trovato.

104. — L'acqua si combina con moltissimi corpi, perdendo completamente le sue proprietà. Le anidridi nitrosa e nitrica, solforosa, solforica ecc., la assorbono avidamente trasformandosi in acidi (n° 67), composti in cui non vi è alcuna ragione per credere che esistano separatamente i due gruppi atomici dell'acqua e dell'anidride, come si credeva una volta, ma bensì che gli elementi dell'anidride con quelli dell'acqua si compenetrano a vicenda, per formare un gruppo unico di atomi.

L'acqua combinandosi cogli ossidi metallici forma gli idrati (n° 70).

L'acqua ha la proprietà di disciogliere moltissimi sali; perciò le acque naturali delle sorgenti, dei fiumi, dei laghi, dei mari contengono sempre delle sostanze disciolte. Di più essa discioglie molti gas.

L'ossigeno essendo bivalente richiede, per essere saturato, due atomi monovalenti di idrogeno; e non può esistere isolatamente il composto HO, nel quale una valenza dell'ossigeno non è saturata.

105. Preparazione. — Dalla combustione dell'idrogeno nell'ossigeno o nell'aria nasce vapor acqueo. Per provarlo basta sovrapporre alla fiamma dell'idrogeno una campanella. Tosto si vedrà appannarsi la superficie interna della campanella e successivamente ricoprirsi di goccioline d'acqua, che si possono raccogliere.

Si ottiene pure acqua colla combinazione istantanea dell'idrogeno coll'ossigeno ottenuta colla scarica elettrica, come nella pistola di Volta (n° 4); ovvero coll'accensione del miscuglio tonante di questi due gas (n° 5).

Inversamente l'acqua si può scomporre per mezzo del calore; la scomposizione comincia a 1200° e si compie a 2000°.

§ 4.

Cloro.

Cl = 35,5.

106. Proprietà fisiche. — Il cloro è un gas alla temperatura ordinaria, di odore irritante, di colore verdastro, siccome significa il suo nome che vuol dire verde (n° 60). Il suo peso specifico rispetto all'aria è 2,45. Sotto la pressione di 4 atmosfere si liquefa a + 15°; sotto la pressione atmosferica diviene liquido a — 40°. Non si solidifica neppure a — 110°. È solubile nell'acqua; a + 8° un volume d'acqua ne discioglie 3 di cloro.

107. Proprietà chimiche. — Se in un recipiente pieno di cloro si versa dell'antimonio in polvere, questa si fa incandescente e si ha lo spettacolo di una pioggia di fuoco. Perchè la combustione avvenga bisogna, che la polvere d'antimonio sia ben secca.

Il fosforo, l'arsenico, il potassio si infiammano pure appena introdotti in piccoli frammenti in una bottiglia di cloro. Un filo di rame o di ottone arroventato ad un'estremità brucia, quando è posto nel cloro. Un foglio di oro falso introdotta nel gas cloro brucia. Questi fatti dimostrano: 1° Che i corpi non bruciano solo nell'ossigeno; 2° Che la combustione ordinaria altro non è che una chimica combinazione accompagnata da sviluppo di luce e calore, siccome è già stato stabilito trattando dell'ossigeno (n° 86).

108. Se con uno specchio si fa arrivare un fascio di luce solare su di una bottiglia collocata nel buio e contenente un miscuglio di idrogeno e cloro, la bot-

tiglia scoppia immantinenti. La luce diffusa produce pure la combinazione dei due gas, ma lenta e tranquilla. Al buio i due gas non si combinano.

Se si introduce una fiamma d'idrogeno in una atmosfera di cloro, la fiamma cambia colore, perchè l'idrogeno allora brucia combinandosi col cloro. Si svolge da tale combustione dell'acido cloridrico HCl, corpo gasoso, il quale, benchè trasparente, forma dense nubi, perchè, avidissimo dell'acqua, si combina col vapore acqueo dell'aria e dà luogo ad una soluzione di acido cloridrico nell'acqua, la quale costituisce quelle nubi.

Se si introduce un pezzo di carta bagnata nell'essenza di trementina nel cloro, tosto si vede la carta accendersi e le pareti del vaso annerirsi pel carbonio che vi si deposita; il che proviene da ciò, che il cloro scompone l'essenza di trementina, si combina col suo idrogeno e ne mette in libertà il carbonio.

La fiamma di un lume acceso immersa nel cloro diviene fuligginosa e ben presto il lume si spegne. Questo fenomeno dipende dall'azione del cloro sopra i carburi d'idrogeno, che costituiscono la fiamma. Il cloro li decompone, si combina col loro idrogeno e mette in libertà il carbonio.

109. — Il cloro agisce sulle sostanze organiche come disidrogenante, perchè si combina col loro idrogeno per formare acido cloridrico HCl, e agisce pure come ossidante, perchè mette il loro ossigeno in libertà, ed esso trovandosi allo stato nascente ossida gli elementi rimanenti, cioè il carbonio, ed anche l'azoto.

Per questa proprietà di decomporre le sostanze organiche il cloro imbianchisce la tela, la pasta della carta ecc. Però non si usa a questo scopo il cloro libero, perchè attaccherebbe anche la fibra vegetale, ma bensì si mette la tela in una soluzione di cloruro di calce

$CaCl^2O$. Questo composto cede lentamente del cloro in presenza dell'anidride carbonica dell'aria. Per la seta e la lana e per tutte le materie animali non può adoperarsi il cloro, perchè le guasta.

Se si versa una soluzione acquea di cloro sopra carta scritta con inchiostro comune, la scrittura sparisce perchè la sostanza colorante organica viene decomposta dal cloro; ma se la scrittura è fatta con inchiostro di china, che è tinto in nero con del carbone, allora la scrittura non è alterata, perchè il carbone non è attaccato dal cloro. Il vino viene pure decolorato da una soluzione acquosa di cloro.

110. — Per la medesima ragione, per la quale il cloro agisce come decolorante, agisce pure come disinfettante, poichè decompone i gas idrogenati, siccome l'idrogeno solforato H^2S e l'ammoniaca H^3N, che si sviluppano dalle sostanze organiche in putrefazione appropriandosi l'idrogeno.

Quindi si usa il cloro per disinfettare le sale degli spedali, le latrine, le cloache, la lingeria e gli abiti dei colerosi, ecc.

Per la sua proprietà di attaccare le sostanze organiche, respirato attacca i polmoni e provoca la tosse.

Il cloro non brucia nell'ossigeno, come l'idrogeno; il che dimostra che ha una debole affinità per esso.

In generale il cloro tende a combinarsi con tutti i corpi, con cui si combina l'ossigeno, ma non con questo, perchè ha proprietà chimiche analoghe, e i corpi tanto più energicamente si combinano, quanto più hanno proprietà chimiche contrarie. Il cloro e l'ossigeno sono gli elementi più elettro-negativi di tutti.

111. Stato naturale. — Il cloro non si trova mai libero in natura. Dai crateri vulcanici si sviluppa dell'acido cloridrico HCl. Combinato col sodio NaCl forma il cloruro di sodio o sale marino o sale di cucina.

112. Estrazione. — Si può ricavare il cloro dal cloruro di sodio NaCl, ma è ancora più facile ricavarlo dall'acido cloridrico HCl del commercio, il quale si prepara in grande appunto col cloruro di sodio sostituendo l'idrogeno al sodio. Questo acido cloridrico del commercio non è veramente acido cloridrico puro, ma una soluzione d'acido cloridrico nell'acqua, in cui esso è solubilissimo. Per ricavare il cloro si pone in un pallone di vetro 4 parti in peso di acido cloridrico del commercio HCl ed una parte di biossido di manganese MnO^2 in polvere. Riscaldando moderatamente il miscuglio, si sviluppa un gas di colore giallo-verdastro, che viene condotto in una bottiglia di lavamento, ove attraversa uno strato d'acqua che arresta l'acido cloridrico, che il gas può portare seco.

Da questa boccia passa in un tubo, ovvero in un'altra bottiglia che contiene pezzetti di cloruro di calcio $CaCl^2$, ovvero dei pezzetti di pietra pomice imbevuta di acido solforico; sostanze le quali essendo avide di umidità lo disseccano. Finalmente arriva al fondo di una bottiglia, dalla quale espelle a poco a poco l'aria siccome più pesante di essa. Non lo si potrebbe raccogliere in recipienti pieni d'acqua, come si è fatto per l'ossigeno, perchè è molto solubile in questa, e perciò rimarrebbe disciolto nell'acqua, invece di venire alla parte superiore del recipiente pieno di questo liquido. Non lo si potrebbe poi raccogliere sul mercurio, perchè si combina con questo formando il bicloruro $HgCl^2$.

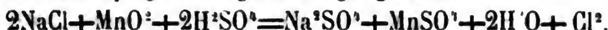
La reazione chimica, che avviene nel pallone, dal quale si sviluppa il cloro, è indicata dalla seguente eguaglianza: $MnO^2 + 4HCl = MnCl^2 + 2H^2O + 2Cl$.

Non si è tenuto conto dell'acqua dell'acido cloridrico, perchè essa non piglia parte alla reazione.

Come si vede, solo la metà del cloro contenuto

nell'acido cloridrico viene messa in libertà, e sarebbe facile di calcolare la quantità di cloro, che si ottiene da una data quantità di acido cloridrico e di biossido di manganese. Il bicloruro di manganese rimane nel pallone. L'acqua in parte rimane nel pallone ed in parte allo stato di vapore passa col cloro nel recipiente. Perciò per avere il cloro secco si obbliga il miscuglio ad attraversare il tubo che contiene la pietra pomice imbevuta di acido solforico.

113. — Un altro modo di avere del cloro consiste nel riscaldare moderatamente entro un pallone un miscuglio di cloruro di sodio o sale di cucina, biossido di manganese e acido solforico. La reazione avviene, siccome spiega la seguente eguaglianza:



$$2NaCl + MnO^2 + 2H^2SO^4 = Na^2SO^4 + MnSO^4 + 2H^2O + Cl^2.$$

§ 5.

Acido cloridrico.

HCl.

114. Proprietà fisiche. — Il cloro e l'idrogeno formano il composto HCl, che si chiama acido cloridrico. Questo composto è gasoso alla temperatura ordinaria, ha sapore acido ed è incoloro. Si liquefa alla temperatura ordinaria sotto la pressione di 40 atmosfere e si converte in un liquido incoloro molto rifrangente. Il suo peso specifico è 1,2474. È solubilissimo nell'acqua; un volume d'acqua a 0° discioglie non meno di 500 volumi di acido cloridrico. Il liquido, che si trova in commercio e che si usa sotto il nome di acido cloridrico, acido idroclorico ed anche acido muriatico, non è altro che una soluzione di questo gas nell'acqua. La sua grande solubilità nell'acqua è la causa del denso fumo, che questo gas spande nell'aria

umida, poichè si forma un gas meno volatile dell'acido cloridrico e dell'acqua, il quale perciò si condensa.

La soluzione acquosa di acido cloridrico è incolora, quando è pura, ma quella, che si trova in commercio, è colorata in giallo da varie sostanze eterogenee e sovratutto dal cloruro di ferro che contiene. Questo acido cloridrico del commercio segna 22° all'areometro Beaumé, e contiene 34 per 100 di acido cloridrico puro.

115. Proprietà chimiche. — Ho già fatto conoscere trattando degli acidi, le reazioni chimiche dell'acido cloridrico in contatto coi metalli, cogli ossidi e cogli idrati metallici. Il metallo sostituisce l'idrogeno dell' acido cloridrico, si forma un cloruro metallico e si svolge dell'idrogeno, ovvero si forma dell'acqua.

L'acido cloridrico inspirato provoca la tosse perchè attacca i polmoni, come il cloro.

In questo composto l'atomo monovalente del cloro è saturato dall'atomo monovalente dell'idrogeno.

116. Preparazione. — Abbiamo già veduto (N° 108) che il cloro e l' idrogeno mescolati in un recipiente in volumi eguali e sottoposti all'azione di un fascio di luce solare, o della luce diffusa, o del calore di una fiamma, o d' una scarica elettrica, si combinano e danno origine al composto gasoso HCl chiamato acido cloridrico. Per gli usi delle industrie lo si prepara scaldando un miscuglio di cloruro di sodio o sale marino e di acido solforico. La reazione avviene nel modo indicato dalla seguente eguaglianza:



$$2NaCl + H^2SO^4 = Na^2SO^4 + 2HCl.$$

Lo si prepara in commercio in grande scala in cilindri di ferro o caldaie di piombo. Siccome poi l'acido cloridrico si usa non già allo stato gasoso, ma in soluzione nell'acqua, perciò l'acido cloridrico che così si svolge si fa passare a traverso boccie, che contengono acqua, nella quale subito si scioglie.

§ 6.

Nitrogeno o azoto.



N=Az=14.

117. Proprietà fisiche. — L' azoto o nitrogeno è un gas permanente, insaporo, inodoro, incoloro.

Il suo peso specifico è 0,971, cioè è più leggiero dell'aria. È meno solubile nell'acqua dell'ossigeno.

118. Proprietà chimiche. — Un cerino acceso introdotto nell'azoto si spegne; ciò che vuol dire che non alimenta la combustione. Parimenti non brucia nell' ossigeno. Un animale introdotto nell'azoto vi muore; ciò che vuol dire che non serve alla respirazione degli animali. Di qui appunto il suo nome di azoto da ἀ particella privativa e ζωή *vita*. Non è però nocivo.

In generale l'azoto ha poca energia chimica. Il suo atomo è trivalente.

119. Stato naturale. — L' azoto è abbondante in natura; allo stato libero costituisce i $\frac{4}{5}$ dell' aria atmosferica. Lo si trova nei nitrati (salnitro) di potassio e di sodio, nell'ammoniaca (NH^3), in molte sostanze organiche vegetali ed in quasi tutte le animali.

120. Preparazione. — Si può ottenere l'azoto dall' aria atmosferica, bruciando del fosforo in una capsuletta sotto una campana piena d'aria capovolta nell'acqua di una tinozza. Per la combinazione del fosforo coll'ossigeno si produce anidride fosforica (P^7O^3). che si discioglie nell'acqua, e compiuta la combinazione rimane nella campanella dell' azoto.

Però con tale operazione non si può avere dell'azoto puro, perchè nell'aria oltre l' ossigeno e l'azoto vi è del vapore acqueo e dell'anidride carbonica che restano mescolati coll'azoto. Oltre ciò è assai difficile, che tutto l'ossigeno si combini col fosforo.

Per avere dell'azoto puro, si fa passare l'aria dapprima attraverso della potassa caustica, che assorbe l'anidride carbonica, poi a traverso della pietra pomice imbevuta d'acido solforico, che assorbe il vapore acqueo, e finalmente in un tubo che contiene del rame scaldato al calore rosso, il quale si combina coll'ossigeno, mentre l'azoto rimane in libertà. Lo si raccoglie in un recipiente sull' acqua.

§ 7.

Aria atmosferica.

121. Composizione dell'aria. — L'aria non è un corpo semplice, siccome credevano gli antichi (aria, acqua, fuoco e terra erano secondo gli antichi i quattro elementi del mondo), ma un miscuglio di ossigeno e azoto. Dumas e Boussingault trovarono su 100 parti in peso:

Ossigeno . . .	23,13
Azoto	76,87.

Con questi dati e colla densità dei due gas passando al rapporto dei volumi, si trova:

Ossigeno	20,8
Azoto	79,2.

Oltre l'ossigeno e l'azoto l'aria contiene altre sostanze in quantità piccolissima e variabile, cioè da 3 a 6 diecimillesimi d'anidride carbonica CO^2 che proviene dalla combustione del carbone e dalla respirazione degli animali; da 6 a 9 millesimi di vapor acqueo, che proviene dall' evaporazione delle acque e dalla respirazione degli animali, e finalmente tracce di ammoniaca AzH^3, che proviene specialmente dalla putrefazione delle sostanze organiche, e il limo o pulviscolo atmosferico, costituito da particelle di corpi minerali, calce, carbone, ecc. e da minuzzoli di corpi organici, cioè da spore di piante e di animali. Questo

pulviscolo si rende assai visibile, quando si fa entrare un fascio di luce solare in una camera oscura.

122. — La proporzione dell' ossigeno e dell' anidride carbonica contenuti nell' aria non varia sensibilmente, malgrado le combustioni e la respirazione degli animali, perchè esiste un compenso nello sviluppo dei vegetali, i quali sotto l'azione della luce decompongono l'anidride carbonica, ritengono per sè il carbonio e restituiscono all'aria l'ossigeno.

123. L'aria è un miscuglio. — I gas componenti l'aria non sono chimicamente combinati, ma semplicemente mescolati. Ciò è provato dalle ragioni seguenti:

1° I due gas ossigeno e azoto componenti l'aria conservano tutte le loro proprietà fisiche e chimiche; ciò che non potrebbe essere, se formassero una combinazione chimica; poichè nelle combinazioni chimiche i componenti più non si distinguono nel composto, coi loro caratteri.

2° L'acqua discioglie l'ossigeno e l'azoto dell'aria non già nel rapporto di 21 a 79, come dovrebbe essere, se i due gas fossero chimicamente combinati, ma nel rapporto di 33 a 67, il quale è maggiore del precedente, perchè l'ossigeno è più solubile dell'azoto.

3° Mescolando azoto con ossigeno nella proporzione, in cui si trovano nell'aria si ottiene un miscuglio, che ha tutte le proprietà dell'aria, senza alcun sviluppo di calore o di elettricità, come si osserva in tutte le combinazioni chimiche.

4° Si sa che il potere rifrangente dei gas composti è sempre maggiore o minore della somma dei poteri rifrangenti dei componenti. Ora l'aria ha un potere rifrangente eguale alla somma dei poteri rifrangenti dei suoi elementi. Dunque questi non sono combinati, ma semplicemente mescolati.

5° Si è trovato che sopra il mare, lungi dai continenti, la proporzione dell'ossigeno può discendere (in volume) a 20,6 invece di 20,8, ciò che probabilmente è dovuto alla sua solubilità nell'acqua maggiore di quella dell'azoto. In altri luoghi si è trovato invece la quantità in volume di ossigeno eguale a 20,9. Ora tale variazione, sebbene non molto forte, sarebbe incomportabile con una combinazione chimica, in cui i componenti sono in un rapporto costante.

§ 8.

Protossido d'azoto od ossido nitroso.



Az^2O

124. Proprietà fisiche. — Il protossido d'azoto è un gas di sapore leggermente zuccherino, inodoro e incoloro. A 0° si liquefa sotto la pressione di 30 atmosfere, e a +15° sotto la pressione di 50 atmosfere. Serve a tale oggetto l'apparecchio di Natterer e Bianchi. Allo stato liquido è incoloro e bolle a — 88°. Nel vuoto, sotto la campana pneumatica evapora rapidamente, e la porzione non evaporata pel raffreddamento si solidifica con una temperatura inferiore a —100. Se al protossido d'azoto si aggiunge solfuro di carbonio si può avere la temperatura di —140°, che è la più bassa che si sia raggiunto.

La sua densità relativamente all'aria è 1,527.

125. Proprietà chimiche. — Un fuscellino avente qualche punto in ignizione introdotto nel protossido d'azoto si accende e brucia, come se fosse nell'ossigeno, perchè il protossido d'azoto si scompone in azoto, che viene messo in libertà e ossigeno, che si combina colle sostanze che bruciano.

Questo gas può mantenere per poco tempo la respirazione di un animale, ma ben presto turba e abbatte il sistema nervoso, produce l'insensibilità, come

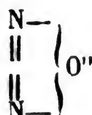
l'etere ed il cloroformio, ed uno stato come di ebbrezza, onde venne detto da Davy gas esilarante.

126. — Il protossido d'azoto è il primo termine di una serie di 5 composti che l'azoto forma coll'ossigeno, i quali sono:

		Azoto.	Ossigeno.	
1° Az^2O	—	28 —	16	Protossido d' azoto od ossido nitroso od ossidulo d'azoto.
2° Az^2O^2 ovvero AzO		28 —	32	Biossido d'azoto od ossido nitrico.
3° Az^2O^3	—	28 —	48	Anidride azotosa o acido azotoso anidro.
4° Az^2O^4 ovvero AzO^2		28 —	64	Ipoazotide o vapor nitroso.
5° Az^2O^5	--	28 —	80	Anidride azotica o acido azotico anidro.

Il composto Az^2O^2 può anche essere rappresentato dalla formola AzO e allora non è più un biossido; perciò i chimici moderni distinguono i due composti Az^2O e Az^2O^2 ovvero AzO coi nomi di ossido nitroso, e nitrico, invece delle denominazioni antiche di protossido e biossido.

127. — La saturazione delle valenze degli atomi di ossigeno e azoto nell'ossido nitroso è espressa dal seguente diagramma:

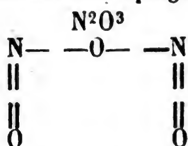


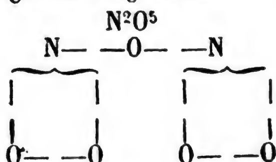
ove si vede che due valenze dell' azoto trivalente si saturano a vicenda, e le due valenze rimanenti dei due atomi di azoto sono saturate dalle due valenze dell'atomo di ossigeno bivalente.

Dunque nella molecola dell'ossido nitroso tutte le forze

atomiche sono saturate, quindi s'intende come questo composto sia uno dei composti di azoto e ossigeno più stabili.

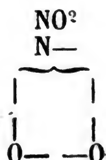
Così pure sono stabili i due composti N^2O^3, N^2O^5, perchè tutte le valenze degli atomi sono in essi saturate siccome spiegano i seguenti diagrammi:





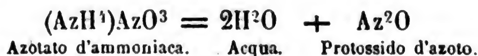
Invece nei due composti NO, NO^2 una delle valenze dell'azoto non è soddisfatta siccome spiegano i seguenti diagrammi:





perciò questi composti sono instabili e tendono a trasmutarsi siccome ora vedremo.

128. Preparazione. — Si prepara il protossido d'azoto riscaldando a moderato calore in una storta di vetro il nitrato d'ammoniaca $(AzH^4)AzO^3$, il quale si decompone nel modo indicato dalla seguente eguaglianza:



$$(AzH^4)AzO^3 = 2H^2O + Az^2O$$

Azotato d'ammoniaca. Acqua. Protossido d'azoto.

§ 9.

Biossido d'azoto od ossido nitrico.

Az^2O^2 ovvero AzO.

129. Proprietà fisiche. — Il biossido d'azoto è un gas permanente, incoloro, caratterizzato dalla pro-

prietà di colorarsi in rosso all'aria atmosferica. La sua densità è 1,039. L'acqua non ne discioglie che 0,05 del proprio volume.

130. Proprietà chimiche. — Il biossido d'azoto ha la proprietà di colorarsi in rosso all'aria atmosferica, perchè facilissimamente vi si ossida trasformandosi in ipoazotide Az^2O^4 secondo l'eguaglianza:



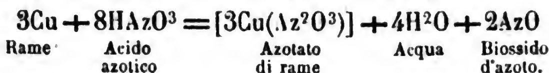
$$2AzO + 2O = Az^2O^4$$

Biossido d'azoto Ossigeno Ipoazotide.

Il biossido d'azoto mantiene la combustione del fosforo e del carbone bene accesi, ma non quella del solfo acceso, dell'alcool, nè quella di un cerino avente qualche punto in ignizione. In generale esso mantiene solo la combustione di quei corpi, i quali bruciando generano tanto calore da poterlo scomporre.

Il biossido d'azoto non è un'anidride, perchè non ha verun acido che gli corrisponda, e perchè posto a contatto coll'acqua non subisce alcuna alterazione.

131. Preparazione. — Ponendo in una boccia a due colli, simile a quella in cui si prepara gas idrogeno, acido nitrico e rame, si sviluppa biossido d'azoto nel modo spiegato dalla seguente eguaglianza:



$$3Cu + 8HAzO^3 = [3Cu(Az^2O^3)] + 4H^2O + 2AzO$$

Rame Acido azotico Azotato di rame Acqua Biossido d'azoto.

§ 10.

Ipoazotide.

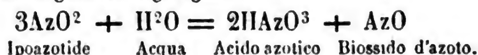
Az^2O^4 ovvero AzO^2.

132. Proprietà fisiche. — L'ipoazotide, che si chiamava altre volte acido ipoazotico, è un liquido quasi incoloro ad una temperatura inferiore di — 9°; a — 9° incomincia a prendere un leggiero colore giallo verdastro, a 0° il colore è più intenso; a +10° è giallo; a +15° è aranciato, poi si colora in bruno sempre

più, fino a 22° che è la temperatura della sua ebullizione; a —10° si solidifica in cristalli incolori.

Il vapore di ipoazotide ha un colore rosso bruno, il quale diviene sempre più fosco a misura che il vapore viene riscaldato. Questi vapori sono molto corrosivi e dannosi alla respirazione.

133. Proprietà chimiche. — Questo composto ha una proprietà chimica assai importante, cioè che in contatto dell'acqua, ad una temperatura alquanto superiore all'ordinaria, si decompone nel modo indicato dalla seguente eguaglianza:



$$3AzO^2 + H^2O = 2HAzO^3 + AzO$$

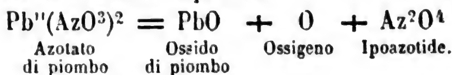
Ipoazotide — Acqua — Acido azotico — Biossido d'azoto.

Questa proprietà è importante, perchè serve alla fabbricazione dell'acido solforico (n° 159).

134. Preparazione. — L'ipoazotide si forma spontaneamente per l'azione dell'ossigeno dell'aria sul biossido di azoto, siccome indica la seguente eguaglianza: $AzO + O = AzO^2$.

Si può ottenere direttamente l'ipoazotide decomponendo al calore rosso in una storta di grès l'azotato di piombo perfettamente secco; si ottiene ossido di piombo, ossigeno e vapori rossi di ipoazotide, che si fanno condensare in un recipiente ben freddo.

La reazione è così espressa:

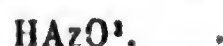


$$Pb''(AzO^3)^2 = PbO + O + Az^2O^4$$

Azotato di piombo — Ossido di piombo — Ossigeno — Ipoazotide.

§ 11.

Acido azotico o nitrico.

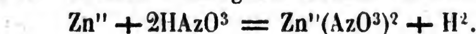


$HAzO^3$.

135. Proprietà fisiche. — L'acido azotico o nitrico $HAzO^3$, quando è puro, è un liquido incoloro e trasparente. L'acido nitrico del commercio è leggier-

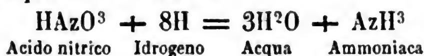
mente colorato in rosso dall'ipoazotide Az^2O^4 che contiene. A -49° si rappiglia in una massa solida simile al butirro, e a $+86^\circ$ entra in ebullizione. Ha la densità 1,52.

136. Proprietà chimiche. — L'acido nitrico fuma in contatto dell'aria, perchè emette vapori, che si combinano col vapor acqueo dell'aria, per formare un idrato, che si condensa a guisa di nebbia. Attacca energicamente tutte le sostanze organiche e perciò tinge in giallo la pelle, la lana, la seta, le penne d'oca. È un'acido monobasico, cioè ha un solo atomo d'idrogeno sostituibile dai metalli. Quando agisce su di questi, scambia con essi il suo idrogeno, siccome fanno tutti gli acidi. Però si producono spesso azioni secondarie e molto importanti. Per es., se si introducono pezzi di zinco nell'acido nitrico, si produce nitrato di zinco e idrogeno secondo la formola:



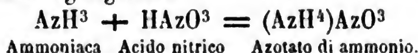
$$Zn'' + 2HAzO^3 = Zn''(AzO^3)^2 + H^2.$$

E l'idrogeno allo stato nascente formerà con un'altra porzione di acido nitrico l'acqua e l'ammoniaca, siccome è qui sotto indicato:



$$\underset{\text{Acido nitrico}}{HAzO^3} + \underset{\text{Idrogeno}}{8H} = \underset{\text{Acqua}}{3H^2O} + \underset{\text{Ammoniaca}}{AzH^3}$$

E finalmente l'ammoniaca si combina con l'acido nitrico stesso, e forma l'azotato d'ammonio come spiega la seguente eguaglianza:

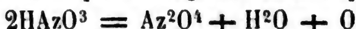


$$\underset{\text{Ammoniaca}}{AzH^3} + \underset{\text{Acido nitrico}}{HAzO^3} = \underset{\text{Azotato di ammonio.}}{(AzH^4)AzO^3}$$

137. — L'acido azotico mentre attacca i metalloidi con tanto maggior energia, quanto è più concentrato, agisce inversamente coi metalli. Se esso è concentrato non attacca che i metalli molto ossidabili, siccome il potassio, il sodio, lo zinco. Se poi è allungato con una certa quantità d'acqua, non però troppo grande, allora li attacca tutti energicamente, eccettuato

il platino, l'oro, il tantalio, il rodio ed alcuni altri difficilmente ossidabili.

L'acido nitrico non è un composto molto stabile; sotto l'influenza della luce e del calore si scompone in ipoazotide, acqua e ossigeno, come è qui indicato:



$$2HAzO^3 = Az^2O^4 + H^2O + O$$

Acido nitrico   Ipoazotide   Acqua   Ossigeno.

138. — L'acido azotico, che risulta dalla combinazione dell'acqua coll'anidride azotica $Az^2O^5 + H^2O = 2HAzO^3$, dicesi acido azotico monoidrato. Mescolando con l'acqua l'acido azotico monoidrato avviene un innalzamento di temperatura e si forma un altro acido idrato avente per formola $2HAzO^3 + 3H^2O$, che dicesi acido azotico quadridrato, perchè corrisponde alla formola $Az^2O^5 + 4H^2O$, siccome dimostra l'eguaglianza:



$$Az^2O^5 + 4H^2O = 2HAzO^3 + 3H^2O$$

Anidride azotica   Acqua   Acido azotico quadridrato.

Questo acido quadridrato bolle a 123°, ha la densità 1,42 e contiene il 40 per 100 di acqua.

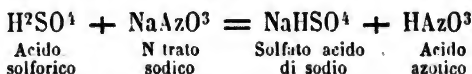
139. — L'acido azotico è adoperato nell'industria per la preparazione dell'acido solforico, e dell'acido ossalico, per l'incisione sul rame, per la fabbricazione del cotone fulminante, per la tintura in giallo della seta e della lana.

140. Stato naturale. — L'acido nitrico si forma nella natura per l'azione delle scariche elettriche, che avvengono nell'atmosfera; in tali condizioni l'ossigeno piglia lo stato allotropico detto *ozono* per cui si combina direttamente coll'azoto, e siccome nell'aria v'ha sempre vapor acqueo, si forma acido nitrico. Nei paesi tropici, ove frequenti sono le scariche elettriche, la quantità di acido azotico così formata è notevole; ma però non se ne trovano tracce nell'aria, perchè tosto si combina colle sostanze, che si trovano alla superficie della terra per formare dei nitrati.

L'acido azotico si svolge pure per l'ossidazione lenta dell'ammoniaca AzH^3, che si genera colla scomposizione dei corpi organici a contatto dell'aria. Si fa questa ossidazione nei muri delle stalle, delle cantine, ed in generale nei corpi porosi, che agiscono come la spugna di platino, cioè producono delle azioni chimiche nei loro pori. L'acido nitrico, che così si forma, si combina coll'ammoniaca AzH^3 per formare nitrato ammonico $AzH^3HAzO^3 = (AzH^4)AzO^3$. Di più decompone i carbonati alcalini di calcio, potassio, sodio per formare dei nitrati di calcio, potassio, sodio.

Finalmente si trovano ricchi depositi di nitrato sodico nel Chilì.

141. Preparazione. — Una volta si ricavava l'acido nitrico dal salnitro o nitrato potassico. Oggidì si ricava dal nitrato sodico del Chilì. Nei laboratorii di chimica si prepara scaldando parti eguali di acido solforico concentrato (a 66° Beaumé) e di nitrato di sodio in una storta di vetro, il cui collo si introduce in un pallone pure di vetro raffreddato esternamente con acqua fresca. Avviene allora la seguente reazione:



cioè per doppia decomposizione si forma solfato acido di sodio, che rimane nella storta e acido azotico gasoso che passa nel pallone freddo, ove si condensa in liquido. Bisogna evitare l'impiego di anelli di caoutchouc o di tappi di sughero, perchè sarebbero distrutti dall'acido azotico.

Nell'industria si fa la reazione in grande in una caldaia di ferro fuso, la quale comunica con una serie di bottiglie di grès. I prodotti della distillazione si condensano in queste bottiglie o bombole. Per ottenere il massimo effetto utile dall' acido solforico, si

fanno reagire due molecole di nitrato invece di una sola, siccome indica la seguente eguaglianza:



$$2NaNO^3 + H^2SO^4 = Na^2SO^4 + 2HNO^3.$$

Per raggiungere questo risultato bisogna elevare la temperatura di più che nel caso precedente; e perciò l'acido nitrico così preparato non è puro; esso contiene oltre all'acqua, dell'acido solforico, siccome quello che serve alla sua fabbricazione, dell'acido cloridrico e iodidrico, perchè il nitrato di sodio contiene alquanto cloruro e ioduro sodico, dei vapori nitrosi che lo colorano in giallo. Lo si può però depurare.

§ 12.

Solfo.

S = 32.

142. Proprietà fisiche. — Il solfo è un corpo solido alla temperatura ordinaria, molto fragile, senza odore nè sapore, quando è puro, di colore giallo cedrino, cattivo conduttore del calore e della elettricità. Ha per peso specifico 2,08. È affatto insolubile nell'acqua, si scioglie in piccolissima quantità nell'alcole, nell'etere e nei corpi grassi; è solubile nella benzina e negli olii essenziali, e più ancora nel solfuro di carbonio (35 parti di solfo, si sciolgono in 100 parti di solfuro di carbonio).

143. — Esponendo all'aria la soluzione di solfo nel solfuro di carbonio, questo, che è volatile, vaporizza, e si depositano sulle pareti del recipiente dei bei cristalli ottaedrici di solfo. Se invece si fa fondere del solfo in un recipiente col calore e poi, senza oltrepassare guari la temperatura della fusione, lo si lascia raffreddare, compare una crosta sulla superficie, rompendo la quale e versando fuori del vaso il solfo liquido, che vi è nell'interno del medesimo, si trova la

superficie interna del vaso tappezzata da cristalli di solfo. Questi cristalli così ottenuti alla temperatura della solidificazione o della fusione del solfo sono prismatici e trasparenti, ma non si possono conservare tali alla temperatura ordinaria alla quale cessano tosto di essere trasparenti, e si trasformano in una massa opaca friabile, la quale esaminata col microscopio si riconosce composta di piccoli cristallini ottaedrici. Viceversa, se si riscaldano i cristalli ottaedrici, che si ottengono dalla soluzione del solfo alla temperatura ordinaria, o quelli naturali, di qualche grado sopra 100° diventano opachi, friabili, e la polvere si presenta al microscopio formata di minutissimi cristalli prismatici. Come si vede, la forma dei cristalli dipende dalla temperatura, e ciascuna forma cristallina non si mantiene che a temperatura prossima a quella di sua formazione.

Questa proprietà del solfo di cristallizzare con due forme cristalline dicesi *dimorfismo*. In generale diconsi *dimorfi* i corpi, che presentano il fenomeno di pigliare cristallizzando due forme cristalline diverse col variare delle condizioni della loro cristallizzazione.

A 111° il solfo fonde, a 220° circa diviene pastoso, permodochè si può capovolgere il vaso che lo contiene, senza versarlo. Seguitando a riscaldarlo ritorna fluido, ma allora versandolo nell'acqua fredda, invece di solidificarsi, diviene molle ed elastico per qualche tempo. Dicesi allora solfo amorfo. In tale stato è insolubile nel solfuro di carbonio. Il solfo non si può conservare in tale stato, ma si trasforma in breve tempo in una massa opaca friabile costituita da piccolissimi cristalli ottaedrici. A 440° il solfo entra in ebullizione.

Finalmente a — 50 il solfo ha colore bianco, il che dimostra che la temperatura non influisce solo sulla sua struttura ma anche sul suo colore.

144. Proprietà chimiche. — A 500° circa la molecola del solfo è costituita da 6 atomi (S^6), ma verso i 1000°, alla quale temperatura si trova in istato di gaseità perfetta la sua molecola pare formata da 2 atomi (S^2), come quella dell'ossigeno.

Il solfo in vapore si combina col carbone scaldato al calore rosso entro un tubo di porcellana e produce il solfuro di carbonio CS^2, corpo analogo all'anidride carbonica CO^2, che si produce quando si brucia carbone nell'ossigeno. Il rame ed il ferro bruciano nel vapore di solfo formando solfuri analoghi ai rispettivi ossidi.

In generale i composti, che il solfo forma combinandosi cogli altri corpi, hanno la più grande analogia con quelli dell'ossigeno. Perciò il solfo, per le sue proprietà chimiche, fa parte del gruppo dell'ossigeno.

145. Stato naturale. — Il solfo si trova libero in natura nelle vicinanze dei vulcani; mescolato con materie terrose si trova in grandi depositi chiamati solfatare in Sicilia e nella provincia di Napoli, nelle Romagne, nell'Islanda, nel Giappone. Si trova combinato nei solfuri di ferro e di rame (piriti), di piombo, zinco, argento, mercurio ecc., dai quali si estraggono questi metalli, nel solfato di calce o gesso, nelle acque sulfuree. Finalmente vi è solfo in molte sostanze vegetali come il crescione, la coclearia, il cavolo, i semi di canapa, nelle uova, nella lana, nei capelli, nei peli, nella materia cerebrale.

Però la massima parte del solfo del commercio proviene dalla Sicilia.

146. Estrazione. — Per estrarre il solfo, che si trova semplicemente mescolato con sostanze terrose, si fanno due operazioni. In un lungo forno costruito con mattoni, e detto forno a galera, sono disposte in due file delle grandi olle di terra cotta, le quali per mezzo di tubulature che partono dalla parte superiore

comunicano con altre olle simili collocate fuori del forno. Il solfo posto nelle olle del forno si fonde e si vaporizza ed il suo vapore passa nelle olle esterne, ove si condensa allo stato liquido.

Da questi vasi è poi versato in vasi di legno, nei quali si solidifica.

Il solfo così ottenuto dicesi solfo greggio e contiene da 3 a 10 per 100 di materie terrose.

Per purificarlo si procede ad una nuova distillazione che dicesi raffinazione. Si riscalda perciò questo solfo entro cilindri di ferro, dai quali il suo vapore passa in una gran camera di muratura sulle cui pareti si deposita in forma di polvere gialla, che costituisce i vapori di solfo. Esaminata col microscopio questa polvere si presenta in forma di goccioline. Quando si prolunga la distillazione, le pareti della camera acquistano la temperatura di 111° e allora i vapori, che incontrano le pareti, non si solidificano più, ma si liquefanno e colano sul pavimento inclinato della camera. Il solfo liquido viene poi attinto da un orifizio e ricevuto in forme di legno coniche, ove si solidifica, e forma il solfo in cannelli.

Si estrae pure il solfo dal solfuro di ferro o pirite marziale nei luoghi in cui questo minerale si trova in abbondanza e di buona qualità. Ad una temperatura mediocremente elevata, esso cede la metà del suo solfo, siccome indica la seguente eguaglianza:



$$FeS^2 = FeS + S.$$

§ 13.

Anidride solforosa.

SO^2

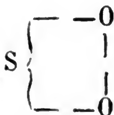
147. Proprietà fisiche. — Alla temperatura ordinaria l'anidride solforosa è un gas incoloro, che si liquefa a — 10° alla pressione ordinaria. Sotto la

pressione di due atmosfere si liquefa anche alla temperatura ordinaria. Il liquido è incoloro, si solidifica a — 57° e bolle a — 10°; a 20° un volume d'acqua ne scioglie 37 volumi.

148. Proprietà chimiche. — L'anidride solforosa è un gas che non brucia, non mantiene la combustione, nè la respirazione. Decolora le sostanze vegetali. Le viole mammole introdotte in una bottiglia piena di questo gas divengono bianche, e così pure la tintura di laccamuffa. La canapa, la lana, la seta, le penne, le spugne, la paglia si imbiancano a contatto dell' anidride solforosa.

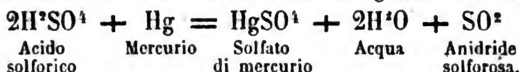
149. — L'anidride solforosa in contatto coll'acqua si trasforma in acido solforoso $H^2SO^3 = SO^2 + H^2O$; e l'acido solforoso in contatto coll'ossigeno dell'aria o di corpi ossigenati tende a trasformarsi in acido solforico $H^2SO^3 + O = H^2SO^4$. Egli è perciò che l' anidride solforosa ha essa pure come il cloro la proprietà di distruggere le sostanze organiche. Però mentre il cloro le decompone per appropriarsi il loro idrogeno, l'anidride solforosa le decompone per impadronirsi della loro acqua e del loro ossigeno.

150. — Nell'anidride solforosa i due atomi di ossigeno fanno catena; cioè due delle loro 4 valenze si saturano a vicenda e le altre due sono saturate dall'atomo bivalente del solfo siccome indica il seguente diagramma:



151. Preparazione. — Nei laboratorii si prepara l'anidride solforosa scaldando in un pallone di vetro l'acido solforico concentrato con del mercurio

o del rame. Col mercurio si ha la seguente reazione:

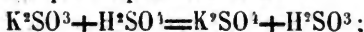


$$2H^2SO^4 + Hg = HgSO^4 + 2H^2O + SO^2$$

Acido solforico — Mercurio — Solfato di mercurio — Acqua — Anidride solforosa.

Si raccoglie il gas SO^2 su di un bagno a mercurio.

Si può ottenere anche anidride solforosa colla decomposizione di un solfito metallico, per esempio, solfito sodico o potassico, mediante l'acido solforico. La reazione può esprimersi così:



$$K^2SO^3 + H^2SO^4 = K^2SO^4 + H^2SO^3;$$

ora l'acido solforoso H^2SO^3 riscaldato si scompone in $H^2O + SO^2$. Si può subito ottenere questo risultato definitivo della reazione, riscaldando il matraccio, in cui essa si compie.

Nell'industria si prepara l'anidride solforosa colla combustione del solfo a contatto dell'aria. Allora si ottiene l'anidride mescolata con azoto e un eccesso di aria.

§ 14.

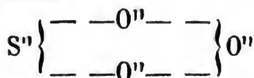
Anidride solforica.

SO^3

152. Proprietà fisiche. — L'anidride solforica alla temperatura ordinaria è un corpo solido, bianco come la neve, cristallizzato, di aspetto fibroso; fonde a 25°, bolle a 35° ed ha una densità 1,95.

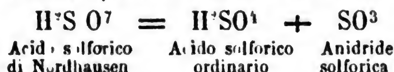
153. Proprietà chimiche. — L'anidride solforica ha una grandissima affinità per l'acqua, colla quale forma l'acido solforico $H^2SO^4 = SO^3 + H^2O$. Gettata nell'acqua vi si combina con tale avidità e sviluppo di calore, che una porzione dell'acqua viene vaporizzata, e si ode un sibilo somigliante a quello di un ferro rovente immerso nell'acqua. Nell'aria spande vapori bianchi dovuti alla condensazione del vapore acqueo, che essa produce combinandosi con quello.

I due atomi di ossigeno, che nell'anidride solforosa stanno combinati fra loro per una valenza (n° 150), nell'anidride solforica sono combinati con le 2 valenze di un terzo atomo di ossigeno siccome dimostra il seguente diagramma:



154. — Preparazione. — Si può ottenere l'anidride solforica facendo passare ossigeno e anidride solforosa ben asciutta, per un tubo di vetro riscaldato a 300° contenente spugna di platino calcinata, cioè portata prima ad elevata temperatura per cacciare l'aria dai suoi pori. La reazione è semplicissima, poichè $SO + O = SO^3$.

Si può anche ottenere questo composto più semplicemente riscaldando sino a 30° in una storta l'acido solforico detto di Nordhausen $H^2S^2O^7$, il quale si scinde in acido solforico ordinario H^2SO^4 ed in anidride solforica, secondo la formola:



§ 15.

Acido solforico ordinario.



155. Proprietà fisiche. — L'acido solforico ordinario è un liquido acidissimo, inodoro, incoloro, della consistenza dell'olio; si congela a —34° e bolle a +326°. La sua densità è 1,842.

156. Proprietà chimiche. — L'acido solforico è un acido molto energico, che tinge in rosso la tintura di laccamuffa anche allungato con 1000 volte il suo peso di acqua. Esso possiede energicamente la pro-

prietà caratteristica degli acidi di cambiare il suo idrogeno coi metalli. Le formole di queste reazioni sono già state indicate trattando degli acidi.

L'acido solforico è avidissimo dell'acqua, colla quale si combina con contrazione di volume e innalzamento della temperatura. Quattro chilogrammi di acido mescolati rapidamente con uno di acqua innalzano la temperatura del miscuglio al di sopra di 100°. Quattro parti di acido e una di neve innalzano la temperatura del miscuglio vicino a 100°, ma quattro parti di neve e una di acido producono un freddo di — 20.

L'acido solforico e l'acqua formano dei veri composti chimici secondo proporzioni semplici ben definite.



Cioè 1° $H\,SO^4+H\,O$

2° $H\,SO^4+2H^2O$.

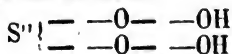
Per questa sua avidità di combinarsi coll'acqua l'acido solforico serve come disseccante.

L'acido solforico venendo in contatto colle sostanze organiche come l'amido, lo zucchero, il legno ecc. le carbonizza, perchè toglie loro gli elementi dell'acqua lasciando libero il carbone.

Ora siccome l'aria contiene sempre materie organiche in sospensione perciò l'acido solforico esposto all'aria si tinge in bruno per le sostanze organiche che carbonizza.

157. L'acido solforico è il padre delle industrie chimiche. Esso serve a preparare quasi tutti gli altri acidi, cioè l'acido nitrico, l'acido cloridrico, l'acido citrico, ecc., i saponi, il solfato di sodio il quale alla sua volta serve a fabbricare la soda e forma la base dei vetri, ecc., ecc.

158. — Nell'acido solforico

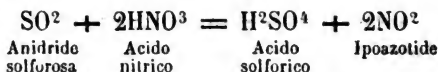


$$S''\begin{cases} - & -O- & -OH \\ - & -O- & -OH \end{cases}$$

le due valenze libere di due atomi di ossigeno del-

l'anidride solforosa SO^2 invece di essere saturate dalle due valenze di un terzo atomo di ossigeno, come nell'anidride solforica (163), sono saturate da due ossidrili OH monovalenti.

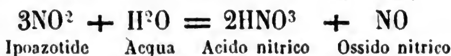
159. Preparazione. — Per preparare l'acido solforico si produce dell'anidride solforosa SO^2 bruciando solfo ovvero pirite in un fornello, che consiste in un cilindro di ferro orizzontale, nel quale entra l'aria per lo sportello. L'anidride solforosa così formata si fa arrivare con dell'aria entro una camera, le cui pareti sono di piombo. In questa camera di piombo l'anidride solforosa viene in contatto con dell'acido nitrico che vi piove dalla parte superiore, e reagisce con quello nel modo indicato dalla seguente eguaglianza:



$$SO^2 + 2HNO^3 = H^2SO^4 + 2NO^2$$

Anidride solforosa — Acido nitrico — Acido solforico — Ipoazotide

cioè l'anidride solforosa SO^2 piglia 2HO a due molecole di acido nitrico, [che si possono rappresentare così: $2(HONO^2)$] per modo che si forma acido solforico ed il composto gasoso NO^2 (ipoazotide). Se questo gas non potesse più utilizzarsi si consumerebbero due molecole di acido nitrico per ottenerne una di acido solforico, il che non converrebbe. Ma questo gas così generato trovandosi a contatto col vapore acqueo, che viene iniettato nella camera stessa, in cui si produce, reagisce nel seguente modo:



$$3NO^2 + H^2O = 2HNO^3 + NO$$

Ipoazotide — Acqua — Acido nitrico — Ossido nitrico

cioè si riproduce l'acido nitrico, mentre si forma il composto NO. Questo composto non va neppure perduto, ma si combina coll'ossigeno dell'aria che arriva pure nella camera di piombo e ricostituisce dell'ipoazotide (poichè $NO + O = NO^2$), la quale mercè la rea-

zione precedente riproduce acido nitrico e ossido nitrico, e l'anidride solforosa che arriva continuamente nelle camere, vi trova sempre l'acido nitrico rigenerato, che la converte in acido solforico.

Così si stabilisce un cerchio di reazioni, in virtù del quale l'anidride solforosa prodotta direttamente colla combustione del solfo si trasforma in acido solforico pigliando 2HO all'acido nitrico con cui è in contatto, il quale si ripristina pigliando l'ossigeno e l'idrogeno perduto, al vapor acqueo e all'aria. Quindi si vede che ciò che si consuma è il solfo, l'ossigeno e l'idrogeno dell'acqua e l'ossigeno dell'aria. La reazione avviene in modo continuo per mesi e mesi.

In pratica però si perde sempre un poco di acido nitrico, perchè una parte dei vapori nitrosi sfugge alla reazione e va nell'aria pel camino.

L'acido solforico che così si produce nelle camere di piombo si condensa e si raccoglie al fondo di esse, e siccome è sempre mescolato con acqua, non segna che 50° Beaumé. Lo si concentra riscaldandolo in caldaie di piombo a fondo basso. Siccome l'acido bolle solo a 326°, col calore si può fare evaporare l'acqua prima dell'acido. Si spinge in queste caldaie di piombo la concentrazione fino a che l'areometro di Beaumé segna 60°.

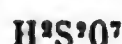
Se lo si vuole più concentrato, cioè a 66° Beaumé, bisogna riscaldarlo in recipiente di vetro o meglio di platino. Allora risponde alla formola H^2SO^4, e la sua densità è 1,85. In Inghilterra si usano anche recipienti di ferro.

L'acido solforico del commercio non è mai affatto puro e contiene solfato di piombo, anidride solforosa e vapori nitrosi. Di più, se per ottenere l'anidride solforosa si è abbruciato pirite che spesso contiene arsenico, si avrà nell'acido solforico dell'ossido arsenioso. Si può però depurarlo colla distillazione.

L'acido solforico si chiamava una volta *olio di vetriolo* perchè si otteneva colla distillazione del vetriolo verde o solfato di ferro.

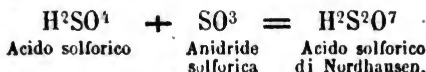
§ 16.

Acido solforico di Nordhausen.


$H^2S^2O^7$

160. Proprietà fisiche. — Si trova in commercio una qualità di acido solforico detto di Nordhausen, dal nome di questa città di Sassonia ove in principio si preparava per mezzo del solfato di ferro. Esso è un liquido di colore più oscuro dell'acido solforico ordinario, più spesso e consistente, spande nell'aria fumi abbondanti dovuti alla vaporizzazione dell'anidride solforica SO^3 che esso contiene. Cristallizza anche alla temperatura ordinaria.

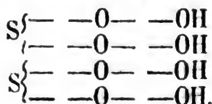
161. Proprietà chimiche. — L'acido solforico di Nordhausen può riguardarsi siccome una combinazione di acido solforico e di anidride solforica secondo la formola:


$$H^2SO^4 + SO^3 = H^2S^2O^7$$
Acido solforico — Anidride solforica — Acido solforico di Nordhausen.

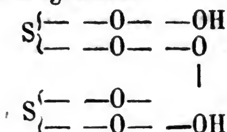
Scaldato a 30° si scinde in anidride solforica che si svolge ed in acido solforico che rimane nella storta. Così appunto si prepara l'anidride solforica (n° 154).

Questo acido è più energico dell'acido solforico ordinario; discioglie l'indaco più facilmente di questo, e perciò lo si preferisce nell'arte tintoria.

162. — Per avere ragione della composizione dell'acido solforico di Nordhausen scriviamo la formola di due molecole d'acido solforico:

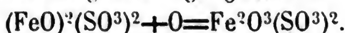

S{— —O— —OH
S{— —O— —OH
S{— —O— —OH
S{— —O— —OH.

Ora tolgasi una molecola d'acqua H^2O, siccome indica il seguente diagramma:



e suppongasi le due valenze libere di 2 atomi di ossigeno saturantesi a vicenda si avrà precisamente la composizione dell' acido solforico di Nordhausen.

163. Preparazione. — Per preparare l' acido solforico di Nordhausen nel commercio si adopera del solfato ferroso (vetriolo verde) la cui formola è $Fe''SO^4$. Contiene ancora dell' acqua di cristallizzazione che non esercita veruna azione chimica. Il solfato ferroso od una sua soluzione acquosa lasciata all'aria libera assorbe lentamente ossigeno. Questa reazione è rappresentata dalla seguente eguaglianza:



$$(FeO)^2(SO^3)^2+O=Fe^2O^3(SO^3)^2.$$

Ove si vede che due molecole di solfato ferroso assorbono un atomo di ossigeno trasformandosi in solfato ferrico. Questo composto colla distillazione si scinde in Fe^2O^3 ed SO^3, di cui parte in contatto dell'umidità si trasforma in acido solforico, talchè per risultato dell'operazione si otterrà un composto di anidride solforica e di acido solforico, il quale composto si ritrova in qualunque acido solforico di Nordhausen del commercio.

§ 17.

Carbonio.



$C=12.$

164. Proprietà fisiche.— Il carbonio è un corpo solido, che resiste alle più elevate temperature senza

fondersi nè volatilizzarsi. Esso è puro e cristallizzato nel diamante e nella grafite, che serve a fabbricare le matite; amorfo nelle diverse qualità di carboni fossili, nel carbone di legno, nei quali esso è mescolato con materie terrose che dopo la combustione costituiscono le ceneri.

Il diamante è cristallizzato nel sistema cubico e la grafite nel sistema romboedrico; il che dimostra che il carbonio è dimorfo.

Il diamante è il corpo più duro di tutti; la sua densità varia da 3,50 a 3,55.

Generalmente il diamante è incoloro, ma vi sono anche diamanti colorati, gialli, rossi, verdi, per la presenza di materie eterogenee frammiste.

165. Proprietà chimiche. — Riscaldando il diamante in una atmosfera di ossigeno esso sparisce e si ha per risultato l'anidride carbonica CO^2 che è lo stesso composto che si ottiene bruciando il carbonio ordinario. Questa sperienza dimostra, che il diamante non è che carbonio puro cristallizzato. Però il diamante bruciato nell'ossigeno lascia un residuo di ceneri, perchè il diamante è bensì carbonio puro cioè non combinato con alcuna altra sostanza, ma i suoi cristalli contengono materie eterogenee mescolate.

Il carbone di legno assorbe i gas. Il carbone di bossolo e di quercia è quello che possiede questa qualità in grado superlativo. Un volume di carbone di bossolo assorbe alla pressione atmosferica ordinaria, 90 volumi di gas ammoniaco, 65 di anidride solforosa, 35 di anidride carbonica, 9,25 di ossigeno, 7,50 di azoto, 1,75 di idrogeno.

Se si introduce un pezzo di carbone acceso nel mercurio, sì che si spenga, e poi lo si fa arrivare in una campanella piena di un dato gas e capovolta nel mercurio, si vede questo sollevarsi nella campanella,

perchè il carbone ha assorbito tutto o parte del gas in essa racchiuso.

Per questa proprietà di assorbire i gas il carbone è anche usato come disinfettante. Mescolando carbone di legno con acqua o brodo putrido questi liquidi perdono il cattivo odore. Lo si adopera per conservare le carni. E col carbone si fanno filtri per l'acqua.

Il carbone animale, che si ottiene bruciando le corna, le unghie, i peli degli animali, ha la proprietà di decolorare il vino e altri liquidi organici colorati. Se si mette del carbone animale nel vino rosso o nella tintura di laccamuffa, e poi si agita il miscuglio e si versa sopra un filtro, si vede passare un liquido chiaro, come l'acqua. Nelle fabbriche di zuccaro si adoperano grandi quantità di carbone animale per la decolorazione ed il raffinamento dello zuccaro.

Le sostanze organiche coloranti, entrando nei pori del carbone, vengono a contatto dell'ossigeno, il quale le ossida e distrugge. Per tale ragione il carbone è pure atto a disinfettare.

Sulle pareti delle storte nelle quali si distilla il litantrace per estrarne il gas illuminante si deposita uno strato di carbone, che proviene dalla decomposizione dei gas carburati in contatto colle pareti molto riscaldate dalle storte. Questo carbone è molto duro e buon conduttore dell'elettricità e perciò serve siccome polo positivo nelle pile di Bunsen.

166. Estrazione. — Allo stato di diamante il carbonio si trova nei terreni di alluvione, nelle Indie, nell'isola Borneo, nel Brasile, nei monti Urali, ecc.

Si trovano miniere di grafite in Francia, Baviera, Piemonte e nei Pirenei. La si può anche ottenere artificialmente lasciando raffreddare lentamente del ferro fuso contenente in dissoluzione un eccesso di carbonio; facendo poi disciogliere il ferro nell'acido cloridrico si ottiene la grafite.

I carboni fossili si trovano in grandi depositi nei terreni carboniferi, dai quali si estraggono per versarli nell'industria.

Il carbone di legno si fabbrica artificialmente bruciando lentamente la legna in modo, che l'aria non arrivi in quantità sufficiente per bruciare tutto il carbone.

§ 18.

Anidride carbonica.

CO^2

167. Proprietà fisiche. — L'anidride carbonica o biossido di carbonio CO^2 è un corpo gasoso all'ordinaria temperatura, di sapore e odore pungente ed incoloro. È solubile nell'acqua proporzionalmente alla pressione alla temperatura di 15°. La sua densità relativa all'aria è 1,529; ciò che permette di travasarlo da un recipiente in un altro a guisa di un liquido. È un gas non permanente che si può liquefare a 0° colla pressione di 36 atmosfere. L'anidride carbonica liquida esposta all'aria vaporizza istantaneamente alla superficie e la parte rimanente passa allo stato solido ed ha l'aspetto della neve. Mescolata con etere solforico nel vuoto della macchina pneumatica presenta la temperatura di —110°.

168. Proprietà chimiche. — L'anidride carbonica non brucia e non alimenta la combustione. Una candela accesa vi si spegne; non è velenosa, ma è irrespirabile. Però non è innocua, come l'azoto, perchè la presenza di qualche centesimo di anidride carbonica nell'aria basta per recarci fastidio.

L'anidride carbonica può combinarsi cogli ossidi metallici per formare dei carbonati. Così coll'ossido di calcio CaO dà il carbonato calcare $CaO + CO^2 = CaCO^3$. Il carbonato calcare è dimorfo cioè si presenta

sotto due tipi diversi nello spato calcare e nell'aragonite. La creta bianca, di cui ci serviamo per scrivere sulla lavagna, è carbonato calcare quasi puro.

169. — Questo composto CO^2 si chiama soventi anche dai chimici moderni acido carbonico perchè il vero acido carbonico $CO^2 + H^2O = H^2CO^3$ non esiste libero, onde non vi è pericolo di confusione. Però se non esiste l'acido carbonico libero esiste benissimo la serie dei sali corrispondenti, cioè dei carbonati. Così abbiamo il carbonato potassico K^2CO^3, il carbonato calcico $CaCO^3$. Ma non esiste il carbonato d'idrogeno H^2CO^3.

Nell'anidride carbonica le 4 valenze dell'atomo del carbonio sono saturate dalle 4 valenze di due atomi di ossigeno, così: $C^{IV}\begin{cases} = O'' \\ = O''\end{cases}$.

170. Preparazione. — Si ottiene l'anidride carbonica tutte le volte che si brucia il carbone in una quantità sufficiente di ossigeno.

Sottoponendo il carbonato calcare alla torrefazione, si scinde in calce od ossido di calcio, corpo solido, fisso, inalterabile alle temperature più elevate, ed anidride carbonica, che si svolge, secondo la eguaglianza:



$$Ca''CO^3 = Ca''O + CO^2.$$

Però nei laboratorii questo procedimento non conviene, e si preferisce scomporre il carbonato calcico non col calore, ma con qualche acido. Si dà la preferenza all'acido cloridrico perchè forma col calcio un sale (cloruro di calcio) solubile nell'acqua. Si forma momentaneamente il vero acido carbonico H^2CO^3, che appena formato si scinde tosto in anidride carbonica ed acqua, siccome spiega l'eguaglianza:



$$Ca''CO^3 + 2HCl = Ca''Cl^2 + H^2O + CO^2.$$

Bisogna adoperare acido cloridrico diluito nell'acqua, perchè in questa si sciolga il cloruro calcico.

§ 19.

Ossido di carbonio.

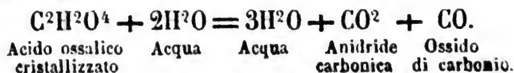
CO.

171. Proprietà fisiche. — L'ossido di carbonio è un gas permanente, insaporo, inodoro, incoloro. La sua densità relativa all'aria è 0,967. È pochissimo solubile nell'acqua.

172. Proprietà chimiche. — L'ossido di carbonio brucia nell'aria atmosferica con fiamma azzurra, per formare anidride carbonica combinandosi con un nuovo atomo di ossigeno, poichè $CO + O = CO^2$. L'anidride carbonica CO^2 non brucia più perchè è già satura di ossigeno. È assai velenoso, perchè distrugge i globuli del sangue. Questa è la causa degli accidenti che avvengono ogni volta che il carbone brucia senza ossigeno sufficiente per produrre anidride carbonica; allora si produce solo ossido di carbonio. In questo composto due sole delle 4 valenze del carbonio sono saturate dall'atomo di ossigeno. Quindi si ha ragione della sua tendenza a combinarsi con un altro atomo di ossigeno per formare l'anidride carbonica.

173. Preparazione. — Si può ottenere l'ossido di carbonio dall'acido formico CH^2O^2 togliendo gli elementi dell'acqua H^2O con acido solforico concentrato. Si ha: $CH^2O^2 - H^2O = CO$.

Ordinariamente però si prepara riscaldando in una storta l'acido ossalico cristallizzato coll'acido solforico. L'acido ossalico è rappresentato dalla formola $C^2H^2O^4, 2(H^2O)$. Esso si scinde in acqua, anidride carbonica e ossido di carbonio, siccome spiega l'eguaglianza:



$$C^2H^2O^4 + 2H^2O = 3H^2O + CO^2 + CO.$$

L'acqua H^2O è presa dall'acido solforico e i due gas CO^2 e CO passano in un vaso, che contiene una soluzione di potassa KHO. Questa ritiene l'anidride carbonica colla quale si combina per formare carbonato potassico e acqua secondo l'eguaglianza:



$$2KHO + CO^2 = K^2CO^3 + H^2O,$$

mentre l'ossido di carbonio viene a raccogliersi in una campana sul bagno idropneumatico.

§ 20.

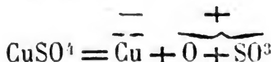
Solfato di rame.



$CuSO^4$.

114. Proprietà fisiche. — Il solfato di rame o vetriolo azzurro è un sale di colore azzurro, cristallizzato in grossi prismi obliqui a base parallelogramma con 5 molecole di acqua di cristallizzazione, che abbandona, quando venga riscaldato ad una temperatura non molto elevata, trasformandosi in una polvere bianca ed opaca. Questo sale è solubile nell'acqua, alla quale comunica un sapore stitico ed astringente.

115. Proprietà chimiche. — Se si sottopone una soluzione acquosa di solfato di rame $CuSO^4$ all'elettrolisi, esso si decompone nel modo indicato dalla seguente eguaglianza:

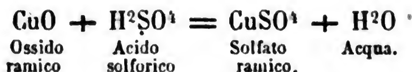


$$CuSO^4 = \overset{-}{\overline{Cu}} + \overset{+}{\overbrace{O + SO^3}}$$

il rame Cu si deposita sull'elettrodo negativo, come l'idrogeno nel caso del solfato di idrogeno (n° 102), e al polo positivo si raccoglie l'ossigeno che si sviluppa e l'anidride solforica SO^3 che in contatto coll'acqua H^2O forma l'acido solforico H^2SO^4, precisamente come nel caso dell'acido solforico.

Si fa grande uso di questo sale in soluzione nella pila di Daniell, e nella galvanoplastica.

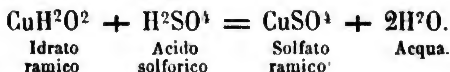
176. Estrazione. — Si può preparare il solfato di rame scaldando l'ossido di rame CuO coll'acido solforico concentrato siccome indica la seguente eguaglianza:



$$CuO + H^2SO^4 = CuSO^4 + H^2O$$

Ossido ramico — Acido solforico — Solfato ramico. — Acqua.

Se invece dell'ossido si fa uso dell'idrato $Cu<^{HO}_{HO}$ avviene relazione analoga:



$$CuH^2O^2 + H^2SO^4 = CuSO^4 + 2H^2O.$$

Idrato ramico — Acido solforico — Solfato ramico — Acqua.

Ma la maggior parte del solfato di rame del commercio si ottiene coll'arrostire in contatto dell'aria il solfuro di rame naturale o pirite di rame. Questo solfuro assorbe l'ossigeno dall'aria e si trasforma in solfato, il quale viene poi sciolto nell'acqua e fatto cristallizzare per evaporazione.

§ 21.

Solfato di sodio.



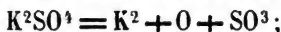
Na^2SO^4.

177. Proprietà fisiche. — Il solfato di sodio è un sale bianco, cristallizzato in prismi obliqui a base romboidale, solubile nell'acqua, la quale ne scioglie la massima quantità a 33°. Otto parti di questo sale con 5 di acido cloridrico danno un abassamento di temperatura da +10° a —17°.

178. Proprietà chimiche. — Il solfato di sodio cristallizza con 10 molecole d'acqua di cristallizzazione. Esposto all'aria si mostra efflorescente, cioè perde dell'acqua di cristallizzazione e si riduce in una

polvere bianca. Il solfato rappresentato dalla formola Na^2SO^4 è il solfato neutro, oltre questo vi è il solfato acido $HNaSO^4$.

179. — Se si sottopone all'elettrolisi un sale d'un metallo alcalino (1), per es., del solfato di sodio Na^2SO^4 ovvero di potassio K^2SO^4, questo si decompone in modo analogo al solfato di rame secondo l'eguaglianza:



$$K^2SO^4 = K^2 + O + SO^3;$$

il potassio K^2 si sviluppa all'elettrodo negativo, mentre $O + SO^3$ si raccolgono all'elettrodo positivo, ove l'O si sviluppa e l'anidride solforica SO^3 si combina coll'acqua H^2O per formare l'acido solforico H^2SO^4. Ma il potassio K che si raccoglie all'elettrodo negativo al luogo del rame, avendo la proprietà di decomporre l'acqua H^2O e di sostituire un atomo del suo idrogeno per formare il composto KHO detto idrato potassico o potassa, come indica la formola $2K + 2H^2O = 2KHO + H^2$, ne avviene, che all'elettrodo negativo non si raccoglie il metallo potassio come si raccoglieva il rame nel caso del solfato di rame (n° 174), e l'idrogeno nel caso del solfato di idrogeno (n° 102), ma bensì dell'idrato potassico o potassa; mentre si sviluppa dell'idrogeno proveniente dalla decomposizione dell'acqua operata dal potassio. Si dimostra questa produzione di potassa all'elettrodo negativo e di acido solforico all'elettrodo positivo per la decomposizione del solfato di potassio colla corrente elettrica, mediante un tubo di vetro ricurvo ad U, nel quale si mette una soluzione di solfato di potassio colorata in violaceo con della tintura di viole. Si immerge in ciascun ramo del tubo una laminetta di platino comunicante coi poli della pila. Dopo pochi minuti che la corrente passa si vede

(1) Il potassio, il sodio, ed anche il litio sono chiamati ordinariamente metalli *alcalini*, perchè i loro idrati K'HO, Na'HO, Li'HO si chiamavano già alcali.

il ramo positivo del tubo colorarsi in rosso ciò che dimostra la produzione dell'acido, e il ramo negativo colorarsi in verde per la produzione della potassa; giacchè il sciroppo di viole ha la proprietà di arrossire per l'azione degli acidi, e di inverdire per l'azione degli idrati alcalini.

L'analogia tra il solfato d'idrogeno e i solfati metallici di rame, di sodio, e di potassio si manifesta così completa nei fenomeni dell'elettrolisi cioè della decomposizione di questi composti colla corrente elettrica. E questo è un merito della teoria atomica di unificare questi diversi casi di elettrolisi che la teoria degli equivalenti disgiungeva, siccome si può vedere leggendo la spiegazione di questi esempi di elettrolisi nei vecchi trattati di fisica.

180. Preparazione. — Questo sale esiste già formato in alcuni terreni della Sicilia e della Spagna e si trova in soluzione in molte acque minerali. Lo si ottiene artificialmente nella preparazione dell'acido cloridrico colla reazione dell'acido solforico sul cloruro di sodio (n° 116).

§ 22.

Cloruro di sodio.

NaCl.

181. Proprietà fisiche. — Il cloruro di sodio è un sale di sapore salato, di colore bianco trasparente, che cristallizza in cubi senza acqua di cristallizzazione. La sua densità è 2,13. Alla temperatura ordinaria 100 parti di acqua sciolgono 36 parti di cloruro sodico; e alla temperatura dell'ebullizione 100 parti di acqua ne sciolgono 40. La temperatura ha perciò poca influenza sulla solubilità di questo sale. Serve a fare miscugli frigorifici col ghiaccio siccome è indicato nei trattati di fisica.

182. Proprietà chimiche. — In questo sale l'atomo monovalente del sodio è saturato da un atomo di cloro pure monovalente.

183. Estrazione. — Si ricava questo sale dalle acque del mare, facendole evaporare col calore del sole, in bacini vasti e poco profondi. Lo si trova pure cristallizzato in abbondanti depositi in certi terreni, e dicesi allora sal gemma.

§ 23.

Sali anidri e idrati.

184. Composti atomici e molecolari. — Se si fa agire il potassio sull'acqua si ottiene come già sappiamo (n° 52) un composto KHO, il quale non ha più le proprietà nè del potassio, nè dell'acqua. Parimenti facendo agire l'acido solforico sul ferro, si ottiene il solfato di ferro, il quale non ha più le proprietà nè del ferro, nè dell'acido solforico. In generale nelle combinazioni chimiche spariscono le proprietà dei corpi, che si combinano. Ma invece il solfato sodico che contiene 10 molecole di acqua presenta le stesse azioni chimiche del solfato sodico anidro, tantochè l'acqua in questo caso cambia per nulla le proprietà chimiche dei corpi primitivi. Di più riscaldando i cristalli a circa 100°, si vince la debole attrazione che collega l'acqua col sale e si sviluppano allo stato di vapore le 10 molecole d'acqua. Ciò fa dubitare, che l'acqua non formi coi sali delle combinazioni atomiche, perchè, se così fosse, le molecole risultanti non si scomporrebbero così facilmente e le proprietà dei composti non sarebbero le stesse, che quelle dei componenti.

Quindi si dividono i composti in *atomici* e *molecolari*. Appartengono ai primi l'acqua, l'acido solfo-

rico, l'ossido di potassio ecc., ed ai secondi il solfato sodico con l'acqua di cristallizzazione, il solfato ramico parimenti coll'acqua di cristallizzazione ecc., le cui proprietà sono quasi la somma delle proprietà dei componenti.

Però le proprietà fisiche di questi composti possono variare, secondochè contengono o no acqua di cristallizzazione. Così il solfato ramico idrato, che allo stato cristallino è di un bel colore azzurro, riscaldato perde l'acqua e diviene bianco e in contatto coll'acqua ritorna azzurro.

185. Sali efflorescenti e deliquescenti. — Di più vi sono dei sali, siccome il carbonato e il solfato sodico, i quali esposti all'aria perdono la loro acqua di cristallizzazione e si convertono in una polvere, che non è altro che il sale anidro. Questi si dicono *sali efflorescenti.* Invece vi sono dei sali, siccome il carbonato potassico secco ed il cloruro calcico, i quali esposti all'aria assorbono il vapor acqueo e vi si sciolgono. Questi si dicono *sali deliquescenti.*

§ 24.

Rame.

$Cu = 63$.

186. Proprietà fisiche. — Il rame è un metallo di colore rossastro, duttile, tenace. Il suo peso specifico è 8,85; fonde a 778° circa.

187. Proprietà chimiche. — Il rame è attaccato a freddo dagli acidi dei quali sostituisce l'idrogeno. Il suo atomo è bivalente.

188. Estrazione. — Il rame si trova alcune volte in natura allo stato libero; ma il principale minerale da cui si ricava quasi tutto il rame del commercio

è la calco-pirite che è un composto di solfuro di rame e di ferro, che contiene pure qualche volta solfuro di piombo, d'antimonio, d'argento. Si ricava il rame liberandolo dal solfo.

§ 25.

Zinco.

Zn = 65,5.

189. Proprietà fisiche. — Lo zinco è un metallo di color bianco volgente all'azzurro, la sua densità è 7,1. È fragile alla temperatura ordinaria, ma a 150° C. diviene duttile. Fonde verso i 500° e vaporizza alla temperatura di 1000° circa. Cristallizza in dodecaedri pentagonali e in prismi esagoni. È dunque dimorfo.

190. Proprietà chimiche. — Nell'aria secca lo zinco non si ossida, all'aria umida si ossida alla superficie e l'ossido prodotto protegge il metallo sottostante dall'ulteriore ossidazione. Perciò serve a coprire i tetti delle case, e i fili telegrafici. Riscaldato all'aria alla temperatura della sua ebullizione si accende e brucia con fiamma azzurra, e il prodotto della combustione cioè l'ossido di zinco ZnO s'innalza nell'aria in una specie di fumo, che poi ricade sotto forma di fiocchi bianchi leggerissimi, che gli alchimisti chiamarono *lana* filosofica. L' ossido di zinco serve nella pittura invece della cerussa o carbonato di piombo il quale ha l'inconveniente di annerirsi in contatto dell'idrogeno solforato. L'atomo dello zinco è bivalente.

191. Preparazione. — Lo zinco non si trova libero in natura, ma si estrae da un minerale chiamato *blenda* che è un solfuro di zinco, e da un altro minerale chiamato *calamina*, che è un carbonato di zinco. La blenda si arrostisce e si converte in ossido

bruciando il solfo. L'ossido poi si riduce col carbone, siccome indica la seguente eguaglianza:



$$ZnO + C = CO + Zn.$$

Lo zinco del commercio non è mai puro, eccetto quello che proviene dall'America; si può purificare distillandolo.

§ 26.

Platino.

Pt=197.

192. Proprietà fisiche. — Il platino è un metallo di colore bianco grigiastro, molto duttile. Ha per densità 21,33. Fonde a 2000° circa nella fiamma del cannello ossidrico (ossigeno e idrogeno).

193. Proprietà chimiche. — Il platino è completamente inalterabile all'aria anche a temperatura elevatissima. L'acido cloridrico, solforico e nitrico anche bollenti non lo attaccano, ma viene sciolto dall'acqua regia che è un miscuglio di acido cloridrico e nitrico.

194. Estrazione. — Il platino trovasi in natura allo stato libero, ma per lo più è allegato col ferro, palladio, iridio, rodio, da cui si separa non senza difficoltà.

§ 27.

Mercurio.

Hg = 200.

195. Proprietà fisiche. — Il mercurio è un metallo di colore bianco argentino, liquido alla temperatura ordinaria; si solidifica a — 40° e bolle a 350°. Allo stato solido la sua densità è 14,4 e allo stato liquido 13,59.

196. Proprietà chimiche. — Il mercurio si

ossida lentamente all'aria, alla temperatura ordinaria, ma se si riscalda a 350°, l'ossidazione si effettua molto più prontamente. Si combina facilmente coll'oro, argento, stagno, piombo, ecc., formando amalgame; non si combina col ferro, e perciò si conserva in recipienti di ferro.

Gli atomi del mercurio, come quelli del rame, sono bivalenti e hanno, come questi, la proprietà di combinarsi fra loro, perdendo solo una parte della loro capacità di saturazione, onde ne risulta che non solo Hg può sostituirsi a 2H, ma che anche il gruppo Hg^2 può funzionare da bivalente e sostituire H^2. I composti $HgCl^2$, $HgBr^2$, HgO, HgS, nei quali vi è un solo atomo di mercurio, diconsi composti al massimo; i composti Hg^2Cl^2, Hg^2S, nei quali entra il gruppo Hg^2, diconsi composti al minimo.

197. Estrazione. — Il mercurio trovasi alcune volte in natura allo stato libero, od anche combinato col cloro, allo stato di cloruro, ma più sovente trovasi combinato col solfo nel minerale chiamato cinabro. Lo si ricava da questo minerale bruciando il solfo. Le principali miniere sono nella Spagna e nell'Illiria. Il mercurio del commercio però non è mai puro. Per averlo tale bisogna lasciarlo parecchi giorni in contatto coll'acido nitrico, il quale scioglie unitamente ad un poco di mercurio tutti gli altri metalli, che esso tiene in soluzione.

FINE.

107 – 108



